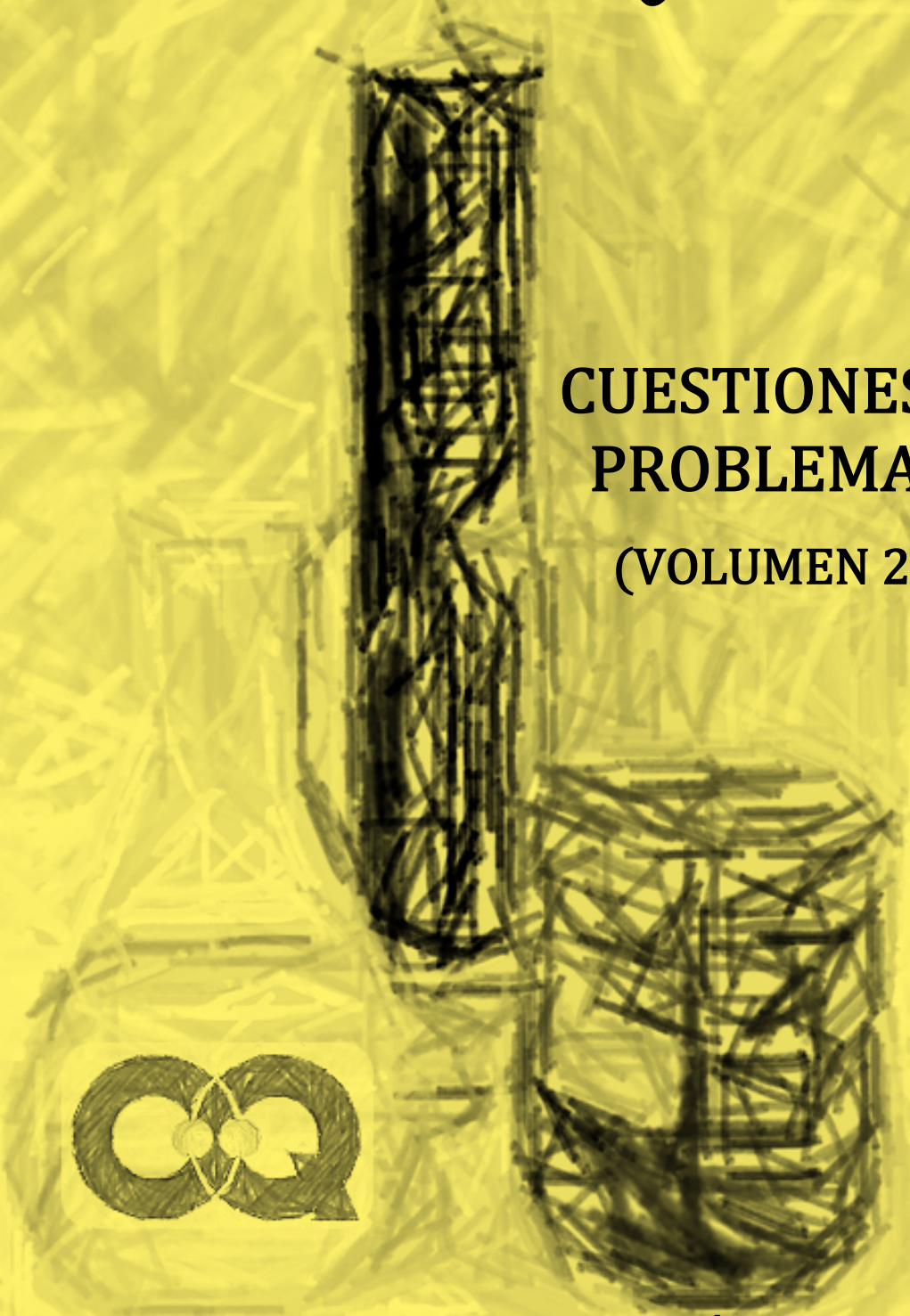
OLIMPIADAS DE QUÍMICA



CUESTIONES Y PROBLEMAS

(VOLUMEN 2)

SERGIO MENARGUES & AMPARO GÓMEZ-SIURANA

FEBRERO 2021

"La química, lengua común de todos los pueblos".

INTRODUCCIÓN

Hace ya más de 20 años que los autores de este trabajo comenzaron a recopilar problemas y cuestiones propuestos en las diferentes pruebas de Olimpiadas de Química, con el fin de utilizarlos como material de apoyo en sus clases de Química. Inicialmente se incluyeron solo los correspondientes a las Olimpiadas Nacionales de Química y más tarde se fueron incorporando los de algunas fases locales de diferentes Comunidades Autónomas. Así se ha llegado a recopilar una colección de más de 5.700 cuestiones y 1.100 problemas, que se presentan resueltos y explicados, que se ha podido realizar gracias a la colaboración de colegas y amigos que se citan al final de esta introducción y que, año a año, hacen llegar a los autores los enunciados de las pruebas en sus comunidades autónomas.

En las anteriores versiones de este material, las cuestiones y los problemas, se clasificaron por materias, indicado su procedencia y año. Dado el elevado número de ejercicios recopilados hasta la fecha, en esta nueva versión se ha modificado la forma de clasificación y se han organizado por temas, y dentro de cada tema, por subapartados, siguiendo la misma estructura que los libros de texto de Química convencionales

Cada curso, los profesores de Química de 2° de bachillerato se enfrentan al reto de buscar la forma más eficaz para explicar esta disciplina y, al mismo tiempo, hacer que sus estudiantes sean conscientes del papel que juega la Química en la vida y en el desarrollo de las sociedades humanas. En este contexto, las Olimpiadas de Química suponen una herramienta muy importante ya que ofrecen un estímulo, al fomentar la competición entre estudiantes procedentes de diferentes centros y con distintos profesores y estilos o estrategias didácticas. Esta colección de ejercicios se propone como un posible material de apoyo para desarrollar esta labor.

Los autores reconocen y agradecen la participación de Fernando Latre David en las primeras fases de desarrollo de este Material. Desde el Colegio de Químicos y Asociación de Químicos de la Comunidad Valenciana, Fernando Latre David desarrolló durante muchos años una abnegada e impagable labor como impulsor y defensor de las Olimpiadas de Química.

Los enunciados de los problemas y cuestiones recogidos en este trabajo han sido enviados por:

Juan A. Domínguez (Canarias), Juan Rubio (Murcia), Luis F. R. Vázquez, Cristina Pastoriza y Juan Sanmartín (Galicia), José A. Cruz, Nieves González, Gonzalo Isabel y Ana Bayón (Castilla y León), Ana Tejero y José A. Díaz-Hellín (Castilla-La Mancha), Pedro Márquez, Octavio Sánchez, Victoria Gil, Evaristo Ojalvo y Maribel Rodríguez (Extremadura), Pilar González y Manuel Manzano (Cádiz), Ángel F. Sáenz de la Torre (La Rioja), José Luis Rodríguez y Miguel Ferrero (Asturias), Matilde Fernández y Agustí Vergés (Baleares), Fernando Nogales (Málaga), Joaquín Salgado (Cantabria), Pascual Román y Xabier Egaña (País Vasco), Mercedes Bombín, Bernardo Herradón y Benigno Palacios (Madrid), Eva Herrera (Sevilla), Antonio Marchal (Jaén), Diego Navarrete y Natalia Navas (Granada).

Los autores agradecen a Humberto Bueno su ayuda en la realización de algunas de las figuras incluidas en este trabajo, así como a todos aquéllos que con sus comentarios y correcciones contribuyen a que este material pueda ir mejorando día a día.

Los autores

ÍNDICE

I. ESTRUCTURA ATÓMICA

1. Modelos atómicos de Thomson y Rutherford 1
2. Espectros atómicos 7
3. Teoría cuántica y radiaciones electromagnéticas 23
4. El átomo de Bohr 48
5. Dualidad onda-partícula. De Broglie 66
6. Principio de incertidumbre de Heisenberg 70
7. Números cuánticos y orbitales atómicos 73
8. Configuraciones electrónicas y principio de construcción (aufbau) 115

II. LA TABLA PERIÓDICA

1. La tabla periódica 171
2. Radios atómicos e iónicos 210
3. Energía de ionización 243
4. Electronegatividad 328
5. Propiedades magnéticas: paramagnetismo y diamagnetismo 353

III. ENLACE QUÍMICO

1. Estructuras de Lewis 379
2. Geometría molecular (modelo RPECV) 403
3. Polaridad 480
4. Longitud y energía de enlace 565
5. Hibridación 583
6. Orbitales moleculares 619
7. Electronegatividad y tipo de enlace 638

IV. FUERZAS INTERMOLECULARES: SÓLIDOS Y LÍQUIDOS

1. Fuerzas de van der Waals: dispersión de London y dipolo-dipolo 665
2. Enlace de hidrógeno 681
3. Sustancias moleculares 709
4. Propiedades de los líquidos: tensión superficial, viscosidad, presión de vapor, entalpía de vaporización y ecuación de Clausius-Clapeyron y temperatura de ebullición 718
5. Propiedades de los sólidos: temperatura de fusión 762
6. Diagramas de fases 782
7. Sólidos de red covalente 789
8. Sólidos iónicos. Energía reticular y ciclo de Born-Haber 796
9. Redes metálicas 845
10. Conductividad eléctrica 855

I. ESTRUCTURA ATÓMICA

1. MODELOS ATÓMICOS DE THOMSON Y RUTHERFORD

1.1. La famosa experiencia de Millikan, realizada con gotas de aceite, permitió:
a) Determinar la masa del protón y neutrón.
b) Calcular la densidad relativa del aceite y del agua con una gran precisión.
c) Establecer la carga del electrón.
d) Medir la longitud del enlace C–C de los existentes en la molécula de aceite.
e) Establecer el patrón internacional de densidades (IDP).
f) Medir la constante de Planck.
g) Calcular la relación carga/masa de la partícula alfa.

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Murcia 2004)

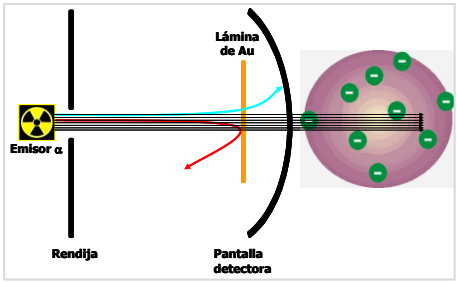
El experimento de la gota de aceite realizado por R. Millikan (1913) permitió determinar la carga del electrón, $e = -4{,}77 \cdot 10^{-10}$ uee ($-1{,}592 \cdot 10^{-19}$ C). Este valor fue corregido en los años treinta cuando se midió correctamente la viscosidad del aceite, obteniéndose, $e = -1{,}602 \cdot 10^{-19}$ C.

La respuesta correcta es la **c**.

1.2. Rutherford realizó una famosa experiencia que le permitió proponer su modelo atómico. Para ello:
a) Empleó electrones fuertemente acelerados y un ánodo de molibdeno.
b) Usó un nuevo espectrómetro de masas que acababa de inventar Bohr.
c) Hizo incidir radiación alfa sobre láminas de oro.
d) Bombardeó una pantalla de sulfuro de zinc con la radiación obtenida en el tubo de rayos catódicos.

(O.Q.L. Murcia 1997)

El experimento de Rutherford realizado por H. Geiger y E. Marsden (1907), que permitió demostrar la existencia del núcleo atómico, consistió en bombardear una fina lámina de oro con partículas alfa y medir la gran desviación de unas pocas partículas al "chocar" contra la lámina metálica.



Rutherford explicó la desviación de estas partículas suponiendo la existencia en el átomo de un núcleo central, pequeño, másico y positivo que repelía a las partículas alfa cargadas positivamente.

La respuesta correcta es la **c**.

1.3. ¿Cuál fue la razón principal que llevó a Thomson a concluir que los rayos catódicos eran partículas básicas de la naturaleza?
a) Desviación con los campos eléctricos y magnéticos.
b) Relación carga/masa constante para todo tipo de cátodos.
c) Relación carga/masa constante para diferentes cátodos y gases.
d) Emisión de luz siempre en la zona del ánodo.

(O.Q.L. Asturias 1999)

J.J. Thomson demostró en 1897 que los rayos catódicos eran partículas básicas de la naturaleza ya que, aunque cambiase el material del cátodo del tubo o el gas que contenía en su interior, siempre obtenía la misma relación e/m (carga específica).

> *"...en los rayos catódicos tenemos materia en un nuevo estado, aquel en el que la subdivisión de la materia se lleva mucho más lejos que en el estado gaseoso ordinario: un estado en el que toda la materia, esto es, materia obtenida a partir de distintas fuentes, por ejemplo, H, O, etc. es de una única especie; siendo esta materia la sustancia a partir de la cual se constituyen los elementos químicos..."*
>
> *("Cathode rays". Philosophical Magazine 44 (1897), 295).*

La respuesta correcta es la **c**.

1.4. Cuando los electrones atraviesan un campo eléctrico perpendicular a su trayectoria:
a) No se dispone de medios técnicos para conocer lo que sucede.
b) No sufren aceleración.
c) Se paran rápidamente.
d) Curvan su trayectoria.

(O.Q.L. Murcia 2005)

Según experimentó J.J. Thomson con el tubo de rayos catódicos (1896), cuando los rayos atravesaban un campo eléctrico perpendicular a su trayectoria, la trayectoria de estos se curvaba. Este hecho era prueba de que los rayos catódicos eran partículas cargadas, ya que los campos eléctricos son capaces de desviar a las partículas cargadas, sin embargo, no ejercen ningún efecto sobre las ondas electromagnéticas.

La respuesta correcta es la **d**.

1.5. Un protón y un electrón se diferencian, entre otras cosas en que:
a) La carga del electrón es el doble que la del protón.
b) La masa del electrón es mucho menor que la del protón.
c) El color del electrón es más oscuro que el del protón.
d) Los protones son diferentes en átomos diferentes, mientras que los electrones son iguales.
e) Los protones no saltan de un átomo a otro cuando se produce un ion.
f) Los protones saltan de un átomo a otro cuando se produce un ion.
g) El electrón forma parte del núcleo.
h) En el átomo el protón se mueve a mayor velocidad que el electrón.

(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. Murcia 2012) (O.Q.L. Murcia 2013)

a) Falso. El protón y el electrón tienen la misma carga, $1{,}602 \cdot 10^{-19}$ C, solo que la del protón es positiva y la del electrón negativa.

b) **Verdadero**. La masa del electrón es, aproximadamente, 1.836 veces menor que la del protón:

$$\frac{m_p}{m_e} = \frac{1{,}6726 \cdot 10^{-27}\ \text{kg}}{9{,}109 \cdot 10^{-31}\ \text{kg}} = 1.836$$

c-e-f-g-h) Falso. Son propuestas absurdas.

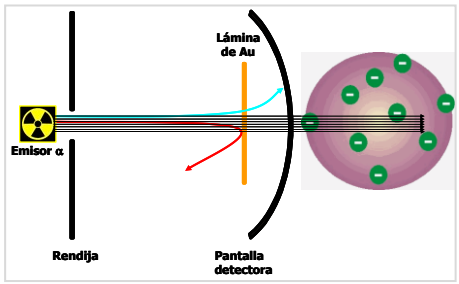
d) Falso. Protones y electrones son partículas elementales comunes a los átomos de todos los elementos.

La respuesta correcta es la **b**.

1.6. Si se lanza, contra una lámina de oro muy fina, chorros de partículas α (He^{2+}) se observa que:
a) La mayoría de ellas atraviesan la lámina sin que su trayectoria rectilínea se vea afectada.
b) La mayoría de ellas se desvía de su trayectoria rectilínea.
c) La mayoría de ellas rebota.
d) En realidad, es un experimento que a nadie se le ocurriría realizar.

(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. Murcia 2016)

En el llamado experimento de Rutherford, realizado por H. Geiger y E. Marsden (1907), se bombardeó una fina lámina de oro con partículas alfa observándose que la mayoría de estas atravesaba la lámina sin desviarse. La interpretación dada por Rutherford a este hecho fue que el átomo estaba en su mayor parte hueco por lo que las partículas alfa, muy masivas y con carga positiva, no encontraban ningún obstáculo en su camino.



La respuesta correcta es la **a**.

1.7. Roentgen descubrió los rayos X cuando:
a) Estudiaba las propiedades de los rayos catódicos.
b) Verificaba la hipótesis de Avogadro.
c) Calculaba la constante de Planck.
d) Comprobaba la teoría de Einstein.

(O.Q.L. Murcia 2007)

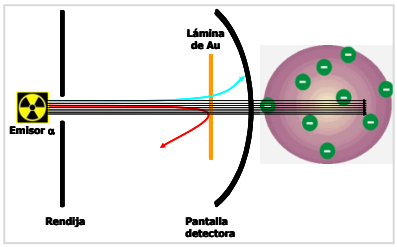
En 1895, W. Roentgen descubrió de forma casual los rayos X cuando trabajaba con un tubo de rayos catódicos. Los rayos X emitidos por el tubo producían luminiscencia en una muestra de cianoplatinato de bario que había en su laboratorio.

La respuesta correcta es la **a**.

1.8. Cuando se bombardea una lámina de oro con partículas alfa, la mayoría la atraviesa sin desviarse. Esto es debido a que la mayor parte del volumen de un átomo de oro consiste de:
a) Deuterones
b) Neutrones
c) Protones
d) Espacio no ocupado.

(O.Q.L. Murcia 2009)

En el experimento de la lámina de oro, realizado por H. Geiger y E. Marsden (1907), se bombardeó una fina lámina de oro con partículas alfa observándose que la mayoría de estas atravesaba la lámina sin desviarse. La interpretación que Rutherford dio a este hecho fue que el átomo estaba en su mayor parte hueco por lo que las partículas alfa, muy masivas y con carga positiva, no encontraban ningún obstáculo en su camino.



El deuterio (^{2}H) no fue aislado hasta 1931 por Harold Urey; el neutrón identificado en 1932 por James Chadwick y el protón en 1918 por el propio Rutherford.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2005).

1.9. Indique cuál de estas afirmaciones es verdadera:
a) Los rayos catódicos están formados por aniones del gas residual que llena el tubo de rayos catódicos.
b) Los rayos catódicos están formados por electrones.
c) La relación m/e para los rayos catódicos depende del gas residual.
d) Los rayos catódicos están formados por protones.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

a) Falso. El gas residual constituye los rayos canales o positivos.

b) **Verdadero**. Según demostró J.J. Thomson (1896) los mal llamados "rayos catódicos" están formados por partículas (se desvían por un campo magnético) con carga negativa (se desvían hacia la parte positiva de un campo eléctrico). Estas partículas, a las que Stoney (1874) llamó electrones, son las mismas, independientemente del gas con el que se llene el tubo de descarga y de qué material sean los electrodos del mismo.

c) Falso. La relación carga-masa (m/e) llamada "carga específica", es constante y no depende de con qué gas se llene el tubo de descarga.

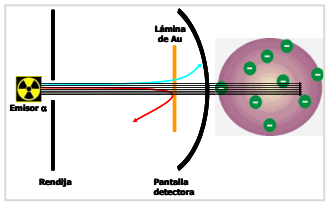
d) Falso. Si el tubo de descarga de gases se llena con hidrógeno gaseoso, los rayos canales están formados por protones (H^+).

La respuesta correcta es la **b**.

1.10. Ernest Rutherford demostró experimentalmente la existencia de:
a) La partícula α
b) El electrón
c) El neutrón
d) El núcleo

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

En el experimento de la lámina de oro, realizado por H. Geiger y E. Marsden (1907), se bombardeó una fina lámina de este elemento con partículas alfa observándose que la mayoría de estas atravesaba la lámina sin desviarse. La interpretación que Rutherford dio a este hecho fue que el átomo estaba en su mayor parte hueco con una zona central diminuta, positiva y muy densa a la que llamó núcleo atómico.



La respuesta correcta es la **d**.

1.11. El modelo atómico que se asemeja a un sistema solar en el que el sol es el núcleo atómico fue propuesto por:
a) Niels Bohr
b) John Dalton
c) Ernest Rutherford
d) Joseph John Thomson
e) Arnold Sommerfeld

(O.Q.L. País Vasco 2013) (O.Q.L. País Vasco 2013)

El modelo atómico nuclear fue propuesto por E. Rutherford (1911) para describir el átomo como un sistema solar en miniatura en cuyo centro se encontraba el núcleo y alrededor del cuál giraban, a cierta distancia, los electrones en órbitas circulares.

La respuesta correcta es la **c**.

1.12. Los experimentos de Millikan permitieron calcular:
a) La masa del electrón
b) La masa del protón
c) La masa del neutrón
d) La carga del protón
e) La carga del electrón

(O.Q.L. Madrid 2014)

R. A. Millikan realizó un experimento (1913) conocido con el nombre del "experimento de la gota de aceite" en el que mejoró el método de J.J. Thomson para medir la carga del electrón empleando gotas de aceite en lugar agua. Con ello redujo la evaporación en la superficie de la gota manteniendo la masa constante y obtuvo que el valor de la carga del electrón era, $e = -1{,}592 \cdot 10^{-19}$ C.

Por este logro, Millikan fue galardonado con el Premio Nobel de Física de 1923.

La respuesta correcta es la **e**.

1.13. Wilhelm C. Roentgen se hizo famoso cuando:
a) Descubrió la radiactividad.
b) Postuló la existencia del neutrón.
c) Descubrió una radiación de longitud de onda muy corta.
d) Bombardeó delgadas láminas de oro con partículas alfa.

(O.Q.L. Murcia 2015)

W.C. Roentgen (1895) descubrió los RX trabajando con un tubo de rayos catódicos modificado al observar la emisión de una radiación de longitud de onda muy corta que atravesaba las paredes.

La respuesta correcta es la **c**.

1.14. El átomo de Rutherford no puede explicar:
a) La existencia de un núcleoatómico con carga positiva.
b) La existencia de los electrones con carga negativa.
c) Que los electrones no caigan al núcleo.
d) Que los protones no caigan al núcleo.
e) El espectro continuo de emisión de los átomos.

(O.Q.L. Jaén 2017)

El modelo atómico nuclear propuesto por E. Rutherford (1907) para explicar el experimento de la dispersión de las partículas α por finas láminas de oro era incapaz de explicar que los electrones no cayeran en el núcleo ya que se encontraba sujetos a leyes clásicas que proponían que cualquier partícula cargada en movimiento en el interior de un campo eléctrico debía emitir de forma continua radiación electromagnética, llamada radiación frenado, y por ello describir órbitas circulares, en las que iba disminuyendo el radio de forma paulatina, terminando por caer al núcleo.

La respuesta correcta es la **c**.

1.15. Robert Millikan hizo una notable contribución a la Química trabajando sobre:
a) La purificación de la pechblenda.
b) El bombardeo de una lámina de oro con partículas alfa.
c) Medidas de carga eléctrica de gotas de aceite.
d) Los rayos X producidos en un anticátodo apropiado.

(O.Q.L. Murcia 2019)

La experiencia de la gota de aceite realizada por R. Millikan en 1907 permitió determinar la carga del electrón, $e = -4{,}77 \cdot 10^{-10}$ uee ($-1{,}592 \cdot 10^{-19}$ C). Este valor fue corregido en los años treinta cuando se midió correctamente la viscosidad del aceite, obteniéndose, $e = -1{,}602 \cdot 10^{-19}$ C.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1996 y otras).

1.16. ¿Qué constituyente del átomo es el más inestable energéticamente?
a) El electrón
b) El protón
c) El neutrón
d) Todos son estables de manera indefinida.

(O.Q.L. Madrid 2019)

La vida media del protón es del orden de la edad del universo y el electrón es aún más estable. Un neutrón aislado tiene una vida media de alrededor de 30 min y en el núcleo es estable por el intercambio de gluones a través de la interacción nuclear fuerte.

La respuesta correcta es la **c**.

1.17. En el modelo atómico de Rutherford el radio de la órbita del electrón:
a) Está cuantizado.
b) Puede tener cualquier valor.
c) Depende del número de neutrones.
d) Depende del tamaño del núcleo.

(O.Q.L. Extremadura 2020)

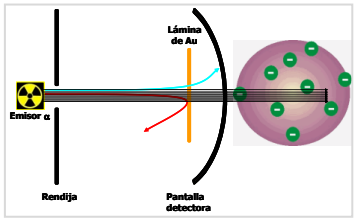
Una de las limitaciones del modelo atómico nuclear propuesto por E. Rutherford (1911) es que el electrón podía girar en orbitas circulares a cualquier distancia del núcleo y, por ello, tener cualquier valor de la energía.

La respuesta correcta es la **b**.

1.18. Los experimentos de dispersión de partículas alfa al atravesar láminas metálicas muy finas llevados a cabo por el equipo de Rutherford, permitieron establecer en 1911 que:
a) La masa del átomo se concentra en un pequeño núcleo cargado positivamente.
b) Los electrones son partículas fundamentales presentes en toda la materia.
c) Todos los electrones poseen la misma carga.
d) En el átomo existe una partícula sin carga llamada neutrón.

(O.Q.N. Valencia 2020)

a) **Verdadero**. En el experimento de la lámina de oro, realizado por H. Geiger y E. Marsden (1907), se bombardeó una fina lámina de este elemento con partículas alfa observándose que la mayoría de estas atravesaba la lámina sin desviarse. La interpretación que Rutherford dio a este hecho fue que el átomo estaba en su mayor parte hueco con una zona central diminuta, positiva en la que estaba concentrada casi toda la masa a la que llamó núcleo atómico.



b-c) Falso. Según demostró J.J. Thomson (1896) los electrones son partículas fundamentales presentes en toda la materia y que son idénticas, en masa y carga, independientemente del gas con el que se llene el tubo de descarga y de qué material sean los electrodos del mismo.

d) Falso. El neutrón no fue descubierto hasta 1932 por James Chadwick, colaborador de Rutherford en el Laboratorio Cavendish.

La respuesta correcta es la **a**.

2. ESPECTROS ATÓMICOS

2.1. Las líneas del espectro de emisión de un elemento se deben a que los electrones:
a) Saltan de un nivel de energía de un átomo a otro nivel de energía de otro átomo.
b) Chocan entre sí en la órbita, elásticamente.
c) Saltan de un nivel a otro de menor energía, en el mismo átomo.
d) Saltan de un nivel a otro de mayor energía, en el mismo átomo.

(O.Q.L. Murcia 1997)

Cuando los electrones de un átomo energéticamente excitado caen a un nivel cuántico inferior (de menor energía) emiten la diferencia de energía existente entre los dos niveles en forma de radiación electromagnética que da lugar a una línea en el espectro de emisión.

$$\Delta E = h\,\nu$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.2. Las dos primeras rayas de la serie de Balmer del espectro de emisión del hidrógeno corresponden a los saltos electrónicos entre los niveles:
a) $n = 5 \rightarrow n = 2$ $\quad n = 3 \rightarrow n = 1$
b) $n = 3 \rightarrow n = 2$ $\quad n = 4 \rightarrow n = 2$
c) $n = 2 \rightarrow n = 1$ $\quad n = 3 \rightarrow n = 1$
d) Solo existe una línea de la serie de Balmer.

(O.Q.L. Asturias 1998)

La serie de Balmer del espectro de emisión del hidrógeno agrupa a las líneas asociadas a los saltos desde niveles cuánticos con $n_1 > 2$ hasta el nivel cuántico $n_2 = 2$, por lo que las dos primeras líneas de esta serie corresponden a los saltos cuánticos:

$$n_1 = 3 \rightarrow n_2 = 2 \qquad n_1 = 4 \rightarrow n_2 = 2$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.3. El espectro de emisión del hidrógeno atómico se puede describir como:
a) Un espectro continuo.
b) Series de líneas igualmente espaciadas respecto a la longitud de onda.
c) Un conjunto de series de cuatro líneas.
d) Series de líneas cuyo espaciado disminuye al aumentar el número de ondas.
e) Series de líneas cuyo espaciado disminuye al aumentar la longitud de onda.

(O.Q.N. Almería 1999)

Un espectro atómico se define como un conjunto discontinuo de líneas de diferentes colores con un espaciado entre estas que disminuye al disminuir la longitud de onda o lo que es lo mismo al aumentar el número de ondas ($1/\lambda$) y que es característico para cada elemento.

Por ejemplo, para la serie de Lyman (1906):

Salto	λ (nm)	$1/\lambda$ (nm^{-1})	$\Delta\lambda$ (nm)
$2 \rightarrow 1$	121,5	$8{,}23 \cdot 10^{-3}$	—
$3 \rightarrow 1$	102,5	$9{,}75 \cdot 10^{-3}$	19,0
$4 \rightarrow 1$	97,2	$1{,}02 \cdot 10^{-2}$	5,3
$5 \rightarrow 1$	94,9	$1{,}05 \cdot 10^{-2}$	2,3
$6 \rightarrow 1$	93,7	$1{,}07 \cdot 10^{-2}$	1,2

La respuesta correcta es la **d**.

2.4. Si en el átomo de hidrogeno, los únicos niveles electrónicos posibles fueran los de $n = 1, 2, 3$ ¿cuál sería el número máximo de líneas que podrían apreciarse en un espectro?
a) 6
b) 5
c) 4
d) 3

(O.Q.L. Asturias 1999)

Los espectros atómicos de líneas son una prueba concluyente de la existencia de niveles discretos de energía.

La separación entre las líneas obedece a los saltos entre los niveles de energía que están asociados al valor del número cuántico principal n, cuyos valores son números enteros, 1, 2, 3,..., ∞.

Los saltos posibles desde el nivel $n = 3$ son:

$$3 \rightarrow 2 \qquad 3 \rightarrow 1 \qquad 2 \rightarrow 1$$

por lo que se aprecian 3 líneas en el espectro de emisión.

La respuesta correcta es la **d**.

2.5. ¿Cuántas líneas espectrales cabe esperar, en el espectro de emisión del hidrógeno, considerando todas las posibles transiciones electrónicas de los 5 primeros niveles energéticos de dicho átomo?
a) 4
b) 5
c) 8
d) 10
e) 20

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Preselección Valencia 2009) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

Desde el nivel $n = 5$ el electrón puede caer a los cuatro niveles inferiores dando lugar a 4 líneas en el espectro de emisión. A su vez, desde nivel $n = 4$ hasta el nivel 1 se producen 3 líneas más; desde $n = 3$ se obtienen 2 líneas más; y desde el nivel $n = 2$ otra línea. En total aparecen, $(4 + 3 + 2 + 1) =$ 10 líneas.

La respuesta correcta es la **d**.

2.6. La primera línea de la serie de Balmer del espectro del hidrógeno tiene una longitud de onda de 656,3 nm, correspondiéndole una variación de energía de:
a) $6{,}62 \cdot 10^{-34}$ J
b) $1{,}01 \cdot 10^{-24}$ J
c) $4{,}34 \cdot 10^{-43}$ J
d) $3{,}03 \cdot 10^{-9}$ J
e) $3{,}03 \cdot 10^{-19}$ J

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Baleares 2003) (O.Q.L. Madrid 2011)

La energía asociada a un salto electrónico puede calcularse por medio de la ecuación:

$$\Delta E = \frac{h\,c}{\lambda}$$

El valor de la energía es:

$$\Delta E = \frac{(6{,}626 \cdot 10^{-34}\ \text{J s}) \cdot (2{,}998 \cdot 10^{8}\ \text{m s}^{-1})}{656{,}3\ \text{nm}} \cdot \frac{1\ \text{nm}}{10^{-9}\ \text{m}} = 3{,}027 \cdot 10^{-19}\ \text{J}$$

La respuesta correcta es la **e**.

2.7. ¿Cuál es la longitud de onda, en nm, de la línea espectral que resulta de la transición de un electrón desde $n = 3$ a $n = 2$ en un átomo de hidrógeno de Bohr?
a) 18,3
b) 657
c) 547
d) 152
e) 252

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Cádiz 2018)

La ecuación que permite calcular la longitud de onda correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico en el átomo de hidrógeno es:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

Los valores del número de ondas y de la longitud de onda son, respectivamente:

$$\frac{1}{\lambda} = 1{,}097 \cdot 10^5 \text{ cm}^{-1} \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2}\right) = 1{,}524 \cdot 10^4 \text{ cm}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{1{,}524 \cdot 10^4 \text{ cm}^{-1}} \cdot \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 656{,}3 \text{ nm}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.8. La existencia de niveles discretos de energía (cuantizados) en un átomo puede deducirse a partir de:
a) La difracción de electrones mediante cristales.
b) Difracción de rayos X por cristales.
c) Experimentos basados en el efecto fotoeléctrico.
d) El espectro visible.
e) Espectros atómicos de líneas.

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Madrid 2011)

Los espectros atómicos de líneas son una prueba concluyente de la existencia de niveles discretos de energía.

La separación entre las líneas obedece a los saltos entre los niveles de energía que están asociados al valor del número cuántico principal n, cuyos valores son números enteros, 1, 2, 3,..., ∞.

La respuesta correcta es la **e**.

2.9. Uno de los elementos cuya existencia predijo Mendeleev en el momento de enunciar su tabla periódica fue el eka-aluminio, que llamó así porque debía ir ubicado justo debajo del aluminio. Seis años más tarde este elemento fue descubierto por Lecoq de Boisbaudran, quien lo llamó galio (Ga) en honor a su país natal, Francia. Este científico descubrió este elemento sometiendo diversos minerales al análisis espectral, técnica novedosa de aquella época, que consistía en calentar los minerales y observar las líneas luminosas de diferentes colores, producidas. Así descubrió dos líneas espectrales que nunca se habían visto antes y que correspondían al galio. El espectro atómico de un elemento, como los observados por Lecoq de Boisbaudran es consecuencia de:
a) La eliminación de protones (neutrones) al aportar energía.
b) La eliminación de neutrones como consecuencia del aporte energético.
c) La reflexión de la energía de excitación que recibe.
d) La transición de electrones entre distintos niveles energéticos.
e) La ruptura de la molécula en la que se encontraba dicho átomo.

(O.Q.L Castilla y León 2002) (O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. Jaén 2019)

Los espectros atómicos son consecuencia de los saltos electrónicos entre los niveles cuánticos de energía existentes en el átomo.

Cuando el electrón absorbe energía salta a un nivel cuántico superior y produce una línea en el espectro de absorción. Si este electrón que se encuentra energéticamente excitado libera energía cae un nivel cuántico inferior y produce una o varias líneas en el espectro de emisión.

La respuesta correcta es la **d**.

2.10. La energía del electrón del átomo de hidrógeno en estado fundamental es $-2{,}28\cdot10^{-18}$ J, y la del electrón excitado al nivel energético $n = 5$ es $-8{,}72\cdot10^{-20}$ J. ¿Cuál es la frecuencia de la radiación electromagnética originada al saltar el electrón desde $n = 5$ a $n = 1$?
a) $3{,}30\cdot10^{15}$ s^{-1}
b) $3{,}57\cdot10^{-15}$ s^{-1}
c) $2{,}19\cdot10^{-18}$ s^{-1}
d) No puede calcularse porque los electrones no saltan.

(O.Q.L. Murcia 2002)

La energía emitida en la transición electrónica $5 \rightarrow 1$ es:

$$\Delta E_{5\rightarrow1} = (-2{,}28\cdot10^{-18}\ \text{J}) - (-8{,}72\cdot10^{-20}\ \text{J}) = -2{,}19\cdot10^{-18}\ \text{J}$$

El signo menos de la energía se debe a que se trata de energía desprendida, pero para cálculos posteriores se usa el valor absoluto de la energía.

La relación entre la energía y la frecuencia de la radiación asociada a un salto viene dada por la expresión:

$$\Delta E = h\,\nu$$

El valor de la frecuencia de la radiación emitida en dicho salto electrónico es:

$$\nu = \frac{2{,}19\cdot10^{-18}\ \text{J}}{6{,}626\cdot10^{-34}\ \text{J s}} = 3{,}30\cdot10^{15}\ \text{s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.11. Sabiendo que la constante de Rydberg para el átomo de hidrógeno es 109.678 cm^{-1}, el límite de la serie de Balmer en el espectro de emisión del átomo de hidrógeno es:
a) 912 Å
b) 3.647 Å
c) 4.683 Å
d) 6.565 Å
e) 8.206 Å

(O.Q.N. Tarazona 2003)

La ecuación que permite calcular la longitud de onda correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico en el átomo de hidrógeno es:

$$\frac{1}{\lambda} = R_\text{H}\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

El límite de convergencia de la serie de Balmer corresponde al salto electrónico desde el nivel $n = 2$ hasta el nivel $n = \infty$.

Los valores del número de ondas y la longitud de onda son, respectivamente:

$$\frac{1}{\lambda} = 109.678\ \text{cm}^{-1}\cdot\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{\infty}\right) = 27.419{,}5\ \text{cm}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{27.419{,}5\ \text{cm}^{-1}}\cdot\frac{1\ \text{m}}{100\ \text{cm}}\cdot\frac{1\ \text{Å}}{10^{-10}\ \text{m}} = 3.647{,}04\ \text{Å}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.12. De un átomo con la siguiente configuración electrónica:
$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 5s^2$
se puede afirmar que:
a) Se encuentra en su estado fundamental de energía.
b) Si un electrón $5s$ pasa a un nivel de energía inferior se producirá una línea de su espectro de emisión.
c) Si un electrón $4s$ pasa a un nivel de energía superior se producirá una línea de su espectro de emisión.
d) Pertenece al grupo de los alcalinotérreos.

(O.Q.L. Baleares 2005)

a) Falso. Ese átomo se encuentra en un estado excitado, ya que los electrones del subnivel $5s$ deberían estar situados en el subnivel $3d$ y la configuración electrónica en el estado fundamental sería $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$.

b) **Verdadero**. Cuando un electrón situado en el subnivel $5s$ cae a un subnivel de energía inferior, emite la diferencia de energía entre ambos subniveles en forma de radiación electromagnética que da lugar a una línea en el espectro de emisión.

c) Falso. Cuando un electrón situado en el subnivel $4s$ sube a un subnivel de energía superior, debe absorber la diferencia de energía entre ambos subniveles en forma de radiación electromagnética que da lugar a una línea en el espectro de absorción.

d) Falso. A este átomo le corresponde una configuración electrónica en el estado fundamental $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$, por lo que pertenece al cuarto periodo ($n = 4$) y grupo 4 (suma de los superíndices de los subniveles $4s$ y $3d$) de la tabla periódica, mientras que los elementos alcalinotérreos están incluidos en el grupo 2 y tienen una configuración electrónica externa en el estado fundamental ns^2.

La respuesta correcta es la **b**.

2.13. El hecho de que los espectros atómicos sean un conjunto de líneas asociadas a diferentes valores de energía:
a) Es consecuencia de que los átomos tengan más de un electrón.
b) Es consecuencia de que los átomos tengan más de un protón.
c) Es consecuencia de la cuantización de la energía del átomo.
d) Está relacionado con el principio de exclusión de Pauli.

(O.Q.L. Murcia 2005)

De acuerdo con el segundo postulado de Bohr (1913), los electrones al girar en órbitas estacionarias no emiten energía, pero cuando un electrón salta entre dos niveles cuánticos absorbe o emite una energía, en forma de radiación electromagnética, que es igual a la diferencia de energía, $h\nu$, existente entre los dos niveles en los que tiene lugar la transición.

La energía asociada a los saltos entre niveles cuánticos al ser analizada mediante un espectrómetro da lugar a una serie de líneas del espectro.

La respuesta correcta es la **c**.

2.14. Cuando se estudia el espectro de emisión del Cu se observa que es discontinuo porque:
a) La energía del átomo de Cu está cuantizada.
b) Este átomo tiene electrones de distinto contenido energético.
c) Se describe adecuadamente por el modelo atómico de Bohr.
d) Es un metal dúctil y maleable.

(O.Q.L. Murcia 2007)

Una característica de los espectros atómicos de emisión es que son discontinuos y formados por líneas separadas de color sobre un fondo negro.

Cada una de estas líneas se corresponde con salto electrónico desde un nivel cuántico superior a otro inferior. La energía emitida en este salto está cuantizada y se calcula de acuerdo con la ecuación:

$$\Delta E = h\,\nu$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.15. Elija la mejor expresión que complete la frase:
"Cuando los electrones se excitan desde el estado fundamental al estado excitado...."
a) Se emite luz.
b) Se libera calor.
c) Se absorbe energía.
d) Se genera un espectro de emisión.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

Un estado excitado es un estado en la que los electrones tienen más energía que en el estado fundamental, por lo que se absorbe energía.

La respuesta correcta es la **c**.

2.16. La existencia de espectros discontinuos (de líneas) demuestra que:
a) La luz blanca está compuesta por radiaciones de muchas longitudes de onda.
b) Solamente se pueden excitar algunos electrones específicos en un átomo.
c) La ecuación de Planck solo se cumple para algunos electrones.
d) Los electrones en los átomos pueden poseer solamente ciertos valores específicos de la energía.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

a) Falso. El espectro de la luz blanca es continuo.

b) Falso. Todos los electrones de los átomos pueden ser excitados.

c) Falso. La ecuación de Planck es aplicable a todos los electrones.

d) **Verdadero**. Si un electrón pudiera poseer cualquier valor de la energía el espectro correspondiente sería continuo.

La respuesta correcta es la **d**.

2.17. Cuando los electrones de un átomo que se encuentra en estado excitado caen a un nivel de energía más bajo, la energía:
a) Se absorbe.
b) Se libera.
c) Se absorbe y se libera al mismo tiempo (principio de equivalencia).
d) Ni se absorbe ni se libera.

(O.Q.L. Murcia 2010)

Cuando un electrón de un átomo excitado cae a un nivel de energía más bajo libera la diferencia de energía entre ambos niveles en forma de radiación electromagnética de valor $h\nu$.

La respuesta correcta es la **b**.

2.18. Cuando un electrón excitado situado en el tercer nivel de energía de un átomo de hidrógeno cae hasta el primer nivel de energía, emite una radiación electromagnética de longitud de onda:
a) $7{,}31\cdot10^{7}$ Å
b) 1.025,8 Å
c) $8{,}7\cdot10^{33}$ Å
d) $9{,}75\cdot10^{16}$ Å
Dato. $\nu = R_H\left(\frac{1}{m^2}-\frac{1}{n^2}\right)$

(O.Q.L. Baleares 2010)

La ecuación propuesta permite calcular la frecuencia correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico en el átomo de hidrógeno:

$$\nu = 3{,}290{\cdot}10^{15}\ \text{s}^{-1} \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{3^2}\right) = 2{,}924{\cdot}10^{15}\ \text{s}^{-1}$$

La longitud de onda y la frecuencia de una radiación electromagnética están relacionadas por la ecuación:

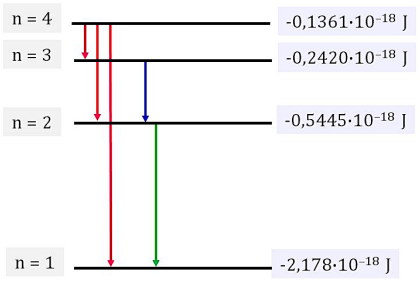
$$c = \lambda\, \nu$$

El valor de la longitud de onda es:

$$\lambda = \frac{2{,}998{\cdot}10^{8}\ \text{m s}^{-1}}{2{,}924{\cdot}10^{15}\ \text{s}^{-1}} \cdot \frac{1\ \text{Å}}{10^{-10}\ \text{m}} = 1.025\ \text{Å}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.19. Considere el siguiente diagrama de niveles de energía para el átomo de hidrógeno en el que la transición en la que se emite una luz con mayor longitud de onda es:
a) $n = 4 \rightarrow n = 3$
b) $n = 4 \rightarrow n = 2$
c) $n = 4 \rightarrow n = 1$
d) $n = 3 \rightarrow n = 2$
e) $n = 2 \rightarrow n = 1$



(O.Q.N. Alicante 2013)

El modelo atómico de Bohr (1913) proporciona una ecuación para los saltos electrónicos entre los niveles de energía que explica satisfactoriamente la posición de las líneas en el espectro del hidrógeno. Cada línea se corresponde con un salto electrónico.

Combinando las siguientes ecuaciones:

$$\left.\begin{aligned} \frac{1}{\lambda} &= R_\text{H}\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right) \\ \Delta E &= \frac{h\,c}{\lambda} \end{aligned}\right\} \quad \rightarrow \quad \Delta E = h\,c\,R_\text{H}\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

La mayor longitud de onda le corresponde al salto que sea menos energético, es decir, aquél que presente un valor más pequeño de:

$\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$ y, por tanto, mayores valores para n_1 y n_2.

La mayor longitud de onda le corresponde a la transición desde $n_1 = 4$ a $n_2 = 3$.

La respuesta correcta es la **a**.

2.20. La investigación del espectro de absorción de un determinado elemento, muestra que un fotón con una longitud de onda de 500 nm proporciona la energía para hacer saltar un electrón desde el segundo nivel cuántico hasta el tercero. De esta información se puede deducir:
a) La energía del nivel $n = 2$.
b) La energía del nivel $n = 3$.
c) La suma de las energías de los niveles $n = 2$ y $n = 3$.
d) La diferencia de las energías entre los niveles $n = 2$ y $n = 3$.
e) Todas las anteriores.

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Valencia 2013)

El modelo atómico de Bohr (1913) proporciona una ecuación para los saltos electrónicos entre los niveles de energía que explica satisfactoriamente la posición de las rayas en el espectro del hidrógeno. Cada raya se corresponde con un salto electrónico y cuando se quiere estudiar este salto para otro elemento basta con cambiar el valor de la constante R_H.

Combinando las siguientes ecuaciones:

$$\left.\begin{array}{r} \dfrac{1}{\lambda} = R_\mathrm{H}\left(\dfrac{1}{n_1^2} - \dfrac{1}{n_2^2}\right) \\ \Delta E = \dfrac{h\,c}{\lambda} \end{array}\right\} \quad \rightarrow \quad \Delta E = h\,c\,R_\mathrm{H}\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

Como se observa, el valor la longitud de onda del fotón proporciona la diferencia de energía entre los niveles cuánticos entre los que salta el electrón.

La respuesta correcta es la **d**.

2.21. Cuando en el átomo de hidrógeno se produce la transición electrónica $n = 4 \rightarrow n = 2$:
a) Se absorbe energía.
b) Se emite energía.
c) No se absorbe ni se emite energía.
d) En el átomo de hidrógeno no hay niveles $n = 4$ ni $n = 2$.
e) Los electrones no pueden cambiar de orbitales en un átomo.

(O.Q.N. Oviedo 2014)

La energía, en kJ $\mathrm{mol^{-1}}$, asociada a una transición electrónica en el átomo de hidrógeno se calcula mediante la expresión:

$$\Delta E = 1.312\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

La energía asociada a la transición electrónica $4 \rightarrow 2$ es:

$$\Delta E_{4\rightarrow 2} = 1.312 \cdot \left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{2^2}\right) = -246 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Como $\Delta E < 0$ se trata de un salto electrónico en el que se emite energía.

La respuesta correcta es la **b**.

2.22. La energía del estado (n, l, m_l) del átomo de hidrógeno en unas ciertas unidades es:

$$E_\mathrm{nlm} = -\frac{1}{2n^2}$$

En estas unidades, la energía necesaria para producir la transición $2p \rightarrow 3d$ es:
a) 0
b) 1/2
c) 1/8
d) 5/72
e) 5/90

(O.Q.N. Oviedo 2014)

La energía asociada a la transición electrónica propuesta es:

$$\Delta E = E_{3d} - E_{2p} = \left(-\frac{1}{2 \cdot 3^2}\right) - \left(-\frac{1}{2 \cdot 2^2}\right) = \frac{5}{72}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.23. La energía para el tránsito de un electrón de $n = 4$ a $n = 2$ en la serie de Balmer es:
a) +3,40 eV
b) −3,40 eV
c) −2,55 eV
d) −1,51 eV
e) +1,51 eV

(O.Q.L. Galicia 2014)

La energía, en eV, asociada a una transición electrónica en el átomo de hidrógeno se calcula mediante la expresión:

$$\Delta E = 13{,}6\left(\frac{1}{n_1^2}-\frac{1}{n_2^2}\right)$$

Por tratarse de un salto electrónico desde un nivel de energía superior a un nivel de energía inferior se emite energía, por tanto, el signo debe ser negativo. El valor de la energía del tránsito es:

$$\Delta E_{4\to 2} = 13{,}6\cdot\left(\frac{1}{4^2}-\frac{1}{2^2}\right) = -2{,}55\ \text{eV}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.24. La longitud de onda de la luz emitida cuando un electrón de un átomo de hidrógeno excitado cae desde el nivel cuántico $n = 5$ hasta el nivel $n = 2$ es:
a) $5{,}12\cdot10^{-7}$ m
b) $4{,}34\cdot10^{-7}$ m
c) $6{,}50\cdot10^{-7}$ m
a) $5{,}82\cdot10^{-7}$ m
e) Ninguna de ellas.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

La ecuación que permite calcular la longitud de onda correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico en el átomo de hidrógeno es:

$$\frac{1}{\lambda} = R_\text{H}\left(\frac{1}{n_1^2}-\frac{1}{n_2^2}\right)$$

Los valores del número de ondas y de la longitud de onda son, respectivamente:

$$\frac{1}{\lambda} = (1{,}097\cdot10^7\ \text{m}^{-1})\cdot\left(\frac{1}{2^2}-\frac{1}{5^2}\right) = 2{,}304\cdot10^6\ \text{m}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{2{,}304\cdot10^6\ \text{m}^{-1}} = 4{,}340\cdot10^{-7}\ \text{m}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.25. Cuando un átomo de hidrógeno en el primer estado excitado tiene una energía de $5{,}45\cdot10^{-19}$ J, puede producir:
a) Un espectro de emisión formado por dos líneas en la región visible.
b) Un espectro de emisión formado por dos líneas en la región UV.
c) Un espectro con una línea de emisión en el visible y otra en el UV.
d) La ionización del átomo desde el nivel $n = 1$.
e) La ionización del átomo desde el nivel $n = 2$.

(O.Q.N. Madrid 2015)

De acuerdo con el modelo de Bohr (1913), la energía del electrón del átomo de hidrógeno en un nivel viene dada por la siguiente ecuación:

$$E = -2{,}18\cdot10^{-18}\cdot\frac{1}{n^2}$$

Si el electrón en el átomo de hidrógeno se encuentra en el primer estado excitado su configuración electrónica es $2s^1$, por lo que si absorbe esa cantidad de energía que corresponde al nivel:

$$5{,}45\cdot10^{-19} = 2{,}18\cdot10^{-18}\cdot\frac{1}{n^2} \quad\rightarrow\quad n = 2$$

solo puede producir una única línea en el espectro de emisión en la región UV (salto 2 → 1). También es posible que si absorbe la cantidad de energía adecuada pueda ser ionizado desde el nivel $n = 2$.

La respuesta correcta es la **e**.

2.26. Los átomos de hidrógeno pueden absorber radiación ultravioleta de longitud de onda 1.216 Å. ¿Entre qué niveles tiene lugar esta transición electrónica?
a) $n = 1$, $m = 2$
b) $n = 1$, $m = 3$
c) $n = 1$, $m = 4$
d) $n = 2$, $m = 3$

(O.Q.L. Castilla y León 2015)

La ecuación que permite calcular la longitud de onda correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico en el átomo del hidrógeno es:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2}\right)$$

La radiación UV produce saltos electrónicos asociados a la serie de Lyman ($n = 1$).

El salto que se produce para la longitud de onda propuesta es desde o hasta el nivel:

$$\frac{1}{1.216\ \text{Å}} \cdot \frac{1\ \text{Å}}{10^{-10}\ \text{m}} = (1{,}097 \cdot 10^7\ \text{m}^{-1}) \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{m^2}\right) \quad \rightarrow \quad m = 2$$

Se trata del salto electrónico entre los niveles $n = 1$ y $m = 2$.

La respuesta correcta es la **a**.

2.27. Desde hace mucho tiempo los pirotécnicos, para dar colores a sus fuegos artificiales, añaden sales de algunos elementos junto con la pólvora que hacen explotar. Así, si quieren obtener un color amarillo puede utilizar alguna sal de sodio. Esto debe ser porque:
a) El Na tiene una energía de ionización relativamente baja.
b) La diferencia de energía entre dos orbitales del átomo de Na corresponde a la longitud de onda del color amarillo.
c) El Na metal finamente dividido tiene un color amarillo.
d) Los elementos alcalinos cuando se funden inician el ciclo de Born-Haber.

(O.Q.L. Murcia 2015)

La combustión de la pólvora es un proceso exotérmico y la energía desprendida en el mismo es absorbida por los electrones de las sales de sodio añadidas a esta, de forma que saltan a niveles de energía superiores dando lugar a un estado excitado de los átomos de sodio. Para estabilizarse devuelven esa energía absorbida en forma de radiación electromagnética visible con una longitud de onda correspondiente al color amarillo.

La respuesta correcta es la **b**.

2.28. La longitud de onda de la radiación emitida cuando un electrón del hidrógeno pasa de un nivel de $n = 4$ a otro de $n = 2$ es:
a) 48,62 nm
b) 4,86 nm
c) 486,2 nm
d) $4{,}86 \cdot 10^{-9}$ **m**

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

La ecuación que permite calcular la longitud de onda correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico en el átomo del hidrógeno es:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

Los valores del número de ondas y de la longitud de onda para el salto propuesto son, respectivamente:

$$\frac{1}{\lambda} = (1{,}097{\cdot}10^7\ \text{m}^{-1}) \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2}\right) = 2{,}057{\cdot}10^6\ \text{m}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{2{,}057{\cdot}10^6\ \text{m}^{-1}} \cdot \frac{1\ \text{nm}}{10^{-9}\ \text{m}} = 486{,}2\ \text{nm}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.29. Según la teoría atómica actual, se puede afirmar que el salto energético desde un orbital $3s$ a otro $4s$:
a) Es imposible que se dé en el átomo de hidrógeno.
b) Es idéntico para todos los átomos del tercer periodo.
c) Es idéntico para todos los átomos del grupo de los halógenos.
d) Es diferente si se compara un átomo de Na con uno de K.

(O.Q.L. Murcia 2016) (O.Q.L. Baleares 2020)

Teniendo en cuenta que la energía de un electrón en un nivel cuántico viene dada por la expresión:

$$E = -k\frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \qquad \text{siendo} \begin{cases} k = \text{constante} \\ Z = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

La energía asociada al salto electrónico, ΔE, viene dada por la expresión:

$$\Delta E = E_2 - E_1 = k\,Z_{\text{ef}}^2\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

a) Falso. Esta transición electrónica se puede dar en cualquier átomo.

b-c) Falso. La carga nuclear efectiva, Z_{ef}, (según las reglas de Slater) crece conforme se avanza en el periodo:

Elemento	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Z_{ef}	1,30	1,95	2,60	3,25	3,90	4,55	5,20	5,85

y se mantiene constante para los elementos de un mismo grupo, excepto para los elementos del segundo y algunos del tercer periodo, en los que es menor:

Elemento	F	Cl	Br	I	At	Ts
Z_{ef}	5,20	6,10	7,60	7,60	7,60	7,60

por lo que la energía asociada a la transición propuesta es diferente para los elementos de un periodo y de un grupo.

d) Falso. Como se ha justificado en el apartado anterior, aquí la carga nuclear efectiva de Na y K sí es la misma (no ocurre como con los halógenos):

Elemento	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
Z_{ef}	1,30	2,20	2,20	2,20	2,20	2,20

por lo que la energía asociada a la transición propuesta es la misma para ambos elementos.

Ninguna respuesta es correcta.

2.30. El espectro de emisión atómica del He se asemeja más al del:
a) H
b) Na
c) Li^+
d) He^+

(O.Q.N. El Escorial 2017)

De acuerdo con el modelo de Bohr, la energía de un electrón en un nivel cuántico, E_n, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_n = R_H \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} R_H = \text{constante de Rydberg} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	He	H	Na	He^+	Li^+
Estr. elect.	$1s^2$	$1s^1$	[Ne] $3s^1$	$1s^1$	$1s^2$
Z_{ef} (aprox.)	2	1	1	1	2
n	1	1	3	1	1

El espectro de emisión del He se asemejará más al de la especie que tenga los valores más parecidos de n y Z_{ef}. De acuerdo con los valores la tabla, se trata del Li^+.

La respuesta correcta es la **c**.

2.31. En la observación astronómica del Sol es habitual utilizar un filtro llamado H-α, encargado de eliminar la radiación electromagnética correspondiente a la primera transición espectral de la serie de Balmer en el átomo de hidrógeno, que tiene lugar entre los niveles con números cuánticos principales $n = 2$ y $n = 3$. Calcule la longitud de onda asociada a dicha radiación.
a) $6{,}56 \cdot 10^{-6}$ mm
b) $6{,}56 \cdot 10^{-5}$ m
c) 65,6 nm
d) 6.563 Å

(O.Q.L. Madrid 2017)

La ecuación del modelo de Bohr (1913) que permite calcular la longitud de onda correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico en el átomo del hidrógeno es:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Los valores del número de ondas y la longitud de onda son, respectivamente:

$$\frac{1}{\lambda} = 1{,}097 \cdot 10^7\ \text{m}^{-1} \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 1{,}524 \cdot 10^7\ \text{m}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{1{,}524 \cdot 10^7\ \text{m}^{-1}} \cdot \frac{1\ \text{Å}}{10^{-10}\ \text{m}} = 6.563\ \text{Å}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.32. Se conoce que la energía de ionización del H es 13,6 eV. De acuerdo con la teoría atómica actual, se puede afirmar que el incremento energético entre el orbital $1s$ y el $12s$ de este elemento:
a) Es menor de 13,6 eV.
b) Es imposible de alcanzar ya que los orbitales están espacialmente muy alejados.
c) Tiene un valor igual a $13{,}6/12^2$.
d) El H no tiene orbital 12s.
e) Es mayor de 13,6 eV.
f) Se puede lograr por calentamiento de los átomos de H.

(O.Q.L. Murcia 2017) (O.Q.L. Murcia 2018)

Teniendo en cuenta que la energía del electrón del átomo de hidrógeno en un nivel cuántico viene dada por la expresión:

$$E = -13{,}6\frac{Z^2}{n^2}$$

Como para el hidrógeno, $Z = 1$, la diferencia de energía entre los orbitales $12s$ y $1s$ es:

$$\Delta E = E_{12} - E_1 = \left(-13{,}6\frac{1}{12^2}\right) - \left(-13{,}6\frac{1}{1^2}\right) = 13{,}5 \text{ eV}$$

La energía necesaria para ese salto electrónico es menor de 13,6 eV y puede ser comunicada por calentamiento de los átomos de hidrógeno.

Las respuestas correctas son **a** y **f**.

2.33. De acuerdo con la teoría de Bohr, ¿cuál de las siguientes transiciones en el átomo de hidrógeno, dará lugar a un fotón de menor energía?
a) $n = 4$ a $n = 3$
b) $n = 6$ a $n = 1$
c) $n = 6$ a $n = 5$
d) $n = 5$ a $n = 4$

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

La energía, en kJ mol^{-1}, asociada a una transición electrónica en el átomo de hidrógeno se calcula mediante la expresión:

$$\Delta E = 1.312\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

Por tratarse de energía emitida, el signo debe ser negativo.

La menor energía le corresponde a la transición que tenga un mayor valor de n_1 y un menor de n_2, manteniendo la condición de que $n_1 < n_2$, es decir, la transición en la que el paréntesis tenga menor valor.

Transición	$\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$
$4 \rightarrow 3$	0,0486
$6 \rightarrow 1$	0,972
$6 \rightarrow 5$	0,0122
$5 \rightarrow 4$	0,0225

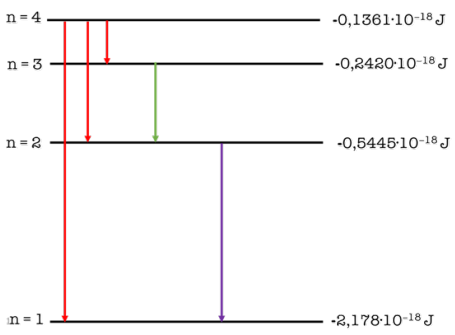
Se trata de la transición electrónica $6 \rightarrow 5$ cuya energía es:

$$\Delta E_{6\rightarrow5} = 0{,}0122 \cdot (1.312 \text{ kJ}) = 16{,}0 \text{ kJ}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Vigo 2006).

2.34. Considere el siguiente diagrama de niveles de energía para el átomo de hidrógeno propuesto por el danés Niels Bohr, ganador del Premio Nobel de Física de 1922.
La longitud de onda asociada al salto electrónico de $n = 2 \rightarrow n = 1$ es:
a) 1,097 nm
b) 364,9 nm
c) 9,122·10^{-8} m
d) 1,216·10^{-7} m



(O.Q.L. Valencia 2019)

El valor de la energía para el salto desde $n = 2$ a $n = 1$ es:

$$\Delta E = E_1 - E_2 = (-2{,}178{\cdot}10^{-18}\ \text{J}) - (-0{,}5445{\cdot}10^{-18}\ \text{J}) = -1{,}634{\cdot}10^{-18}\ \text{J}$$

El signo negativo de la energía indica que se trata de energía desprendida en el salto electrónico y la longitud de onda asociada al fotón emitido puede calcularse por medio de la ecuación de Planck (1900):

$$\Delta E = \frac{h\,c}{\lambda}$$

$$\lambda = \frac{(6{,}626{\cdot}10^{-34}\ \text{J s}) \cdot (2{,}998{\cdot}10^{8}\ \text{m s}^{-1})}{1{,}634{\cdot}10^{-18}\ \text{J}} = 1{,}216{\cdot}10^{-7}\ \text{m}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.35. Una de las líneas del espectro de emisión del galio no es visible a nuestros ojos, ya que se encuentra en la región ultravioleta del espectro electromagnético y tiene una longitud de onda, $\lambda = 370$ nm. ¿Cuál es la energía de dicha radiación?
a) $8{,}37{\cdot}10^{-17}$ J
b) $5{,}37{\cdot}10^{-19}$ J
c) $5{,}37{\cdot}10^{-18}$ J
d) $8{,}37{\cdot}10^{-18}$ J

(O.Q.L. Jaén 2019)

La energía asociada a un salto electrónico puede calcularse por medio de la ecuación:

$$\Delta E = \frac{h\,c}{\lambda}$$

El valor de la energía es:

$$\Delta E = \frac{(6{,}626{\cdot}10^{-34}\ \text{J s}) \cdot (2{,}998{\cdot}10^{8}\ \text{m s}^{-1})}{370\ \text{nm}} \cdot \frac{1\ \text{nm}}{10^{-9}\ \text{m}} = 5{,}37{\cdot}10^{-19}\ \text{J}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.36. La segunda línea de la serie de Balmer del espectro del hidrógeno tiene una longitud de onda en el vacío:
a) 4.101,7 Å
b) 4.340,5 Å
c) 4.861,3 Å
d) 6.562,8 Å

(O.Q.L. Galicia 2019)

La ecuación que permite calcular la longitud de onda correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico en el átomo de hidrógeno es:

$$\frac{1}{\lambda} = R_\text{H}\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

La serie de Balmer agrupa a las líneas correspondientes a saltos electrónicos desde o hasta el nivel $n = 2$. En este caso, la segunda línea de la serie corresponde al salto hasta el nivel $n = 4$.

Los valores del número de ondas y la longitud de onda son, respectivamente:

$$\frac{1}{\lambda} = 1{,}0974{\cdot}10^{7}\ \text{m}^{-1} \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2}\right) = 2{,}0576{\cdot}10^{6}\ \text{m}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{2{,}0576{\cdot}10^{6}\ \text{m}^{-1}} \cdot \frac{1\ \text{Å}}{10^{-10}\ \text{m}} = 4.860{,}0\ \text{Å}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.37. Se excitan átomos de hidrógeno de tal modo que los electrones reciben energía para llegar hasta el nivel electrónico correspondiente a $n = 4$ como máximo, ¿cuántas líneas deberían aparecer en el espectro de emisión?
a) 3
b) 6
c) 9
d) 12

(O.Q.N. Valencia 2020)

Desde el nivel $n = 4$ el electrón puede caer a los tres niveles inferiores dando lugar a 3 líneas en el espectro de emisión. A su vez, desde nivel $n = 3$ hasta el nivel 1 se producen 2 líneas más; y desde el nivel $n = 2$ otra línea. En total aparecen, $(3 + 2 + 1) =$ 6 líneas.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2000 y otras).

2.38. ¿Cuál es la longitud de onda de un fotón que produce la transición menos energética de la serie de Balmer del hidrógeno?
a) 400 nm
b) 364 nm
c) 656 nm
d) 200 nm

(O.Q.L. Madrid 2020)

La ecuación que permite calcular la longitud de onda correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico en el átomo de hidrógeno es:

$$\frac{1}{\lambda} = R_\mathrm{H}\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

La serie de Balmer agrupa a las líneas correspondientes a los saltos electrónicos desde el nivel $n = 2$. La transición menos energética corresponde a la primera línea de la serie que es la que tiene mayor longitud de onda y que está asociada al salto hasta el nivel $n = 3$.

Los valores del número de ondas y la longitud de onda son, respectivamente:

$$\frac{1}{\lambda} = 1{,}097{\cdot}10^7\ \mathrm{m^{-1}} \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2}\right) = 1{,}524{\cdot}10^7\ \mathrm{m^{-1}}$$

$$\lambda = \frac{1}{1{,}524{\cdot}10^7\ \mathrm{m^{-1}}} \cdot \frac{1\ \mathrm{nm}}{10^{-9}\ \mathrm{m}} = 656{,}3\ \mathrm{nm}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.39. ¿Cuál es la frecuencia a la que aparece en el espectro la primera raya de la serie Lyman?
a) $1{,}98{\cdot}10^{15}\ \mathrm{s^{-1}}$
b) $2{,}05{\cdot}10^{15}\ \mathrm{s^{-1}}$
c) $2{,}47{\cdot}10^{15}\ \mathrm{s^{-1}}$
d) $3{,}29{\cdot}10^{15}\ \mathrm{s^{-1}}$
(Dato. $R = 109.677{,}6\ \mathrm{cm^{-1}}$).

(O.Q.L. Extremadura 2020)

La ecuación que permite calcular la longitud de onda correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico en el átomo de hidrógeno es:

$$\frac{1}{\lambda} = R_\mathrm{H}\left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2}\right)$$

La serie de Lyman agrupa a las líneas espectrales correspondientes a los saltos electrónicos desde o hasta el nivel $n = 1$. La primera línea de la serie está asociada al salto $1 \rightarrow 2$, y su número de ondas es:

$$\frac{1}{\lambda} = (109.677{,}6\ \text{cm}^{-1}) \cdot \frac{10^2\ \text{cm}}{1\ \text{m}} \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2}\right) = 8.225.820\ \text{m}^{-1}$$

La relación entre la longitud de onda y la frecuencia de una radiación electromagnética viene dada por la expresión:

$$c = \lambda\, \nu$$

El valor de la frecuencia es:

$$\nu = (2{,}998{\cdot}10^8\ \text{m s}^{-1}) \cdot (8.225.820\ \text{m}^{-1}) = 2{,}466{\cdot}10^{15}\ \text{s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3. TEORÍA CUÁNTICA Y RADIACIONES ELECTROMAGNÉTICAS

3.1. Calcule la frecuencia de la radiación de microondas con una longitud de onda de 0,10 cm.
a) $3{,}3\cdot10^{-12}$ Hz
b) $3{,}3\cdot10^{8}$ Hz
c) $3{,}0\cdot10^{9}$ Hz
d) $3{,}0\cdot10^{11}$ Hz
e) $3{,}0\cdot10^{10}$ Hz

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Madrid 2010) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013) (O.Q.L. Sevilla 2013)

La relación entre la longitud de onda y la frecuencia de una radiación electromagnética viene dada por la expresión:

$$c = \lambda\,\nu$$

La frecuencia de la radiación es:

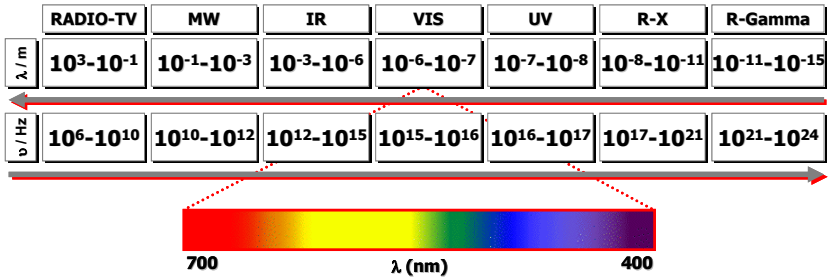
$$\nu = \frac{3{,}00\cdot10^{8}\ \text{m s}^{-1}}{0{,}10\ \text{cm}}\cdot\frac{100\ \text{cm}}{1\ \text{m}} = 3{,}0\cdot10^{11}\ \text{s}^{-1}\ (\text{Hz})$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.2. ¿Cuál de las siguientes ondas electromagnéticas tienen longitud de onda más larga?
a) Rayos cósmicos
b) Microondas
c) Rayos X
d) Rayos γ
e) Luz visible

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Barcelona 2001) (O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Extremadura 2003) (O.Q.L. Extremadura 2005) (O.Q.L. Murcia 2010)

La imagen adjunta muestra las diferentes ondas que componen el espectro electromagnético (EEM), ordenadas de mayor a menor longitud:



De acuerdo con la imagen, las ondas propuestas más largas (de menor frecuencia) son las microondas.

La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en Barcelona 2001, Extremadura 2005 y Murcia 2010 se pregunta la que tiene menor frecuencia).

3.3. Si la energía de ionización del litio es 520 kJ mol^{-1}, la longitud de onda, en metros, de la radiación necesaria para ionizar un átomo de Li será:
a) $2{,}30\cdot10^{-7}$
b) $2{,}39\cdot10^{-7}$
c) $4{,}19\cdot10^{-7}$
d) $5{,}2\cdot10^{-7}$

(O.Q.L. Asturias 1999)

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), se puede determinar la longitud de onda de la radiación necesaria para arrancar el electrón más débilmente atraído:

$$E = \frac{h\,c}{\lambda}$$

El valor de la longitud de la radiación necesaria para ionizar el átomo de litio es:

$$\lambda = \frac{(6{,}626\cdot10^{-34}\ \text{J s})\cdot(2{,}998\cdot10^{8}\ \text{m s}^{-1})}{520\ \text{kJ mol}^{-1}}\cdot\frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{átomos}}{1\ \text{mol}}\cdot\frac{1\ \text{kJ}}{10^{3}\ \text{J}} = 2{,}30\cdot10^{-7}\ \text{m}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.4. Calcule la frecuencia de la radiación ultravioleta con una longitud de onda de 300 nm.
a) 1 MHz
b) 900 MHz
c) 300 MHz
d) $1{,}0\cdot10^{10}$ MHz
e) $1{,}0\cdot10^{9}$ MHz

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Asturias 2009) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Madrid 2015)

La relación entre la longitud de onda y la frecuencia de una radiación electromagnética viene dada por la expresión:

$$c = \lambda\,\nu$$

La frecuencia de la radiación es:

$$\nu = \frac{3{,}0\cdot10^{8}\ \text{m s}^{-1}}{300\ \text{nm}}\cdot\frac{1\ \text{nm}}{10^{-9}\ \text{m}}\cdot\frac{1\ \text{MHz}}{10^{6}\ \text{Hz}} = 1{,}0\cdot10^{9}\ \text{MHz}$$

La respuesta correcta es la **e**.

3.5. En capas altas de la atmósfera se producen disociaciones y iones al incidir radiaciones de distintas longitudes de onda sobre las moléculas. ¿Cuál de estas reacciones podría ser producida por la radiación de mayor longitud de onda?
I. $NO \rightarrow N + O$ $\quad \Delta H = 632\ \text{kJ mol}^{-1}$
II. $NO \rightarrow NO^{+} + e^{-}$ $\quad \Delta H = 892\ \text{kJ mol}^{-1}$
III. $O_2 \rightarrow O_2^{+} + e^{-}$ $\quad \Delta H = 1.165\ \text{kJ mol}^{-1}$
IV. $N_2 \rightarrow N_2^{+} + e^{-}$ $\quad \Delta H = 1.510\ \text{kJ mol}^{-1}$
a) I
b) II
c) III
d) IV

(O.Q.L. Asturias 2001)

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), la energía de una radiación electromagnética viene dada por la expresión:

$$E = \frac{h\,c}{\lambda}$$

Como se puede observar, energía y longitud de onda son magnitudes inversamente proporcionales, por lo que la radiación de mayor longitud de onda provoca la reacción que lleva asociada la menor energía:

I. $NO \rightarrow N + O$ $\quad \Delta H = 632\ \text{kJ mol}^{-1}$

La respuesta correcta es la **a**.

3.6. ¿Cuántos fotones de luz de frecuencia $5{,}50\cdot10^{15}$ Hz se necesitan para tener 1 kJ de energía?
a) $3{,}64\cdot10^{-18}$ fotones
b) $2{,}74\cdot10^{20}$ fotones
c) $4{,}56\cdot10^{-4}$ fotones
d) $1{,}65\cdot10^{44}$ fotones
e) $3{,}64\cdot10^{-16}$ fotones

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Sevilla 2006)

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), la energía de un fotón viene dada por la expresión:

$$E = h\,\nu$$

El valor de la energía del fotón es:

$$E = (6{,}626\cdot10^{-34}\ \text{J s})\cdot(5{,}50\cdot10^{15}\ \text{s}^{-1}) = 3{,}64\cdot10^{-18}\ \text{J}$$

Relacionando la energía total con la energía de un fotón:

$$1\ \text{kJ}\cdot\frac{1\ \text{fotón}}{3{,}64\cdot10^{-18}\ \text{J}}\cdot\frac{10^3\ \text{J}}{1\ \text{kJ}} = 2{,}74\cdot10^{20}\ \text{fotones}$$

Las respuestas a), c) y e) son absurdas, ya que, el número de fotones no puede ser menor que la unidad.

La respuesta correcta es la **b**.

3.7. ¿Qué elemento producirá el efecto fotoeléctrico con una longitud de onda más larga?
a) K
b) Rb
c) Mg
d) Ca
e) Li
f) Na
g) Cs

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.N. Madrid 2015)

La ecuación de Einstein (1905) para el efecto fotoeléctrico es:

$$E_\text{k} = h\,c\left(\frac{1}{\lambda}-\frac{1}{\lambda_0}\right) \quad \rightarrow \quad \begin{cases} E_\text{k} = \text{energía cinética del fotoelectrón} \\ c = \text{velocidad de la luz} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \lambda = \text{longitud de onda del fotón incidente} \\ \lambda_0 = \text{longitud de onda característica del metal} \end{cases}$$

Para que se produzca efecto fotoeléctrico es preciso que la energía de los fotones que inciden sobre la placa metálica sea suficiente para arrancar electrones de la misma, condición que se cumple si, $\lambda < \lambda_0$.

El valor de λ_0 viene determinado por el valor de la energía de ionización del metal del que se quiere arrancar fotoelectrones. Este valor es mayor cuanto menor sea la energía de ionización.

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\text{i} = 1.312\frac{Z_\text{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\text{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\text{ef} = Z - \#\ \text{e}^-\ \text{internos} = \#\ \text{e}^-\ \text{externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Li	Mg	K	Ca	Rb	Na	Cs
Z	3	12	19	20	37	11	55
Config. Elect.	[He] $2s^1$	[Ne] $3s^2$	[Ar] $4s^1$	[Ar] $4s^2$	[Kr] $5s^1$	[Ne] $3s^1$	[Xe] $6s^1$
Z_{ef} (aprox.)	1	2	1	2	1	1	1
n	2	3	4	4	5	3	6

De estos elementos, el que presenta menor energía de ionización es el que tenga menor valor de Z_{ef} y mayor valor de n. Al tratarse de metales alcalinos y alcalinotérreos, tienen valores de Z_{ef} muy parecidos, sin embargo, el Rb y Cs son elementos del quinto y sexto periodo de la tabla periódica ($n = 5$ y $n = 6$), respectivamente, por lo que tienen las menores energías de ionización de todos ellos y, por ello, será posible producir en ellos el efecto fotoeléctrico con la longitud de onda más larga.

Las respuestas correctas son la **b** y la **g**.

(En la cuestión propuesta en Oviedo 2002 no se propone el Cs).

3.8. Un haz de luz que pasa a través de un medio transparente tiene una longitud de onda de 466 nm y una frecuencia de $6{,}20 \cdot 10^{14}$ s^{-1}. ¿Cuál es la velocidad de la luz?
a) $2{,}89 \cdot 10^{8}$ m s^{-1}
b) $2{,}89 \cdot 10^{17}$ m s^{-1}
c) $1{,}33 \cdot 10^{12}$ m s^{-1}
d) $1{,}33 \cdot 10^{21}$ m s^{-1}
e) $7{,}52 \cdot 10^{-22}$ m s^{-1}

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Extremadura 2013)

La frecuencia y longitud de onda de una radiación electromagnética están relacionadas por medio de la ecuación:

$$c = \lambda\, \nu$$

El valor de la velocidad de la luz es:

$$c = 466\ \text{nm} \cdot \frac{1\ \text{m}}{10^9\ \text{nm}} \cdot (6{,}20 \cdot 10^{14}\ \text{s}^{-1}) = 2{,}89 \cdot 10^{8}\ \text{m s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.9. La longitud de onda de una radiación electromagnética:
a) Es proporcional a su energía.
b) Es proporcional al número de ondas.
c) Es mayor en la región ultravioleta que en la de microondas.
d) Es mayor en la región de rayos X que en la de microondas.
e) Es inversamente proporcional a la frecuencia.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

a) Falso. De acuerdo con la ecuación:

$$E = \frac{h\, c}{\lambda}$$

b) Falso. El número de ondas es el inverso de la longitud de onda.

c-d) Falso. La radiación X y la ultravioleta (UV) tienen menor longitud de onda que las microondas (MW).

e) **Verdadero**. De acuerdo con la ecuación

$$c = \lambda\, \nu$$

La respuesta correcta es la **e**.

3.10. ¿Cuál es la energía de los fotones asociados a la luz de longitud de onda $7{,}00\cdot10^{2}$ nm?
a) $1{,}71\cdot10^{-23}$ J mol^{-1}
b) $2{,}56\cdot10^{-19}$ J mol^{-1}
c) $2{,}12\cdot10^{42}$ J mol^{-1}
d) $4{,}72\cdot10^{-43}$ J mol^{-1}
e) $1{,}71\cdot10^{5}$ J mol^{-1}

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. La Rioja 2018)

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), la energía de un fotón viene dada por la expresión:

$$E = \frac{h\,c}{\lambda}$$

El valor de la energía del fotón propuesto es:

$$E = 6{,}626\cdot10^{-34}\ \text{J s}\cdot\frac{2{,}998\cdot10^{8}\ \text{m s}^{-1}}{7{,}00\cdot10^{2}\ \text{nm}}\cdot\frac{1\ \text{nm}}{10^{-9}\ \text{m}}\cdot\frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{fotones}}{1\ \text{mol}} = 1{,}71\cdot10^{5}\ \text{J mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **e**.

(En la cuestión propuesta en La Rioja 2018 se pide el resultado expresado en J).

3.11. El Cs se utiliza en fotocélulas y en cámaras de televisión porque tiene una energía de ionización muy baja. ¿Cuál es la energía cinética de un fotoelectrón desprendido del Cs con una luz de 5.000 Å?
a) $2{,}3\cdot10^{-31}$ cal
b) $4{,}6\cdot10^{-16}$ J
c) $2{,}3\cdot10^{-23}$ kcal
d) $2{,}3\cdot10^{-26}$ kJ
e) $2{,}3\cdot10^{-16}$ J
(Datos. $\lambda_{\text{crítica Cs}} = 6.600$ Å).

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.N. Valencia 2020)

La ecuación propuesta por Einstein (1905) para explicar el efecto fotoeléctrico es:

$$E_k = h\,c\left(\frac{1}{\lambda}-\frac{1}{\lambda_0}\right) \quad \rightarrow \quad \begin{cases} E_k = \text{energía cinética del fotoelectrón} \\ c = \text{velocidad de la luz} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \lambda = \text{longitud de onda del fotón incidente} \\ \lambda_0 = \text{longitud de onda característica del metal} \end{cases}$$

El valor de la energía del fotoelectrón es:

$$E_k = (6{,}626\cdot10^{-34}\ \text{J s})\cdot\left(2{,}998\cdot10^{8}\ \text{m s}^{-1}\right)\cdot\left(\frac{1}{5.000\ \text{Å}}-\frac{1}{6.600\ \text{Å}}\right)\cdot\frac{1\ \text{Å}}{10^{-10}\ \text{m}} = 9{,}631\cdot10^{-20}\ \text{J}$$

Cambiando unidades:

$$9{,}631\cdot10^{-20}\ \text{J}\cdot\frac{0{,}24\ \text{cal}}{1\ \text{J}}\cdot\frac{1\ \text{kcal}}{10^{3}\ \text{cal}} = 2{,}312\cdot10^{-23}\ \text{kcal}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.12. Los rayos X tienen:
a) Longitudes de onda muy pequeñas.
b) Frecuencias muy pequeñas.
c) Energías muy pequeñas.
d) Longitudes de onda grandes y, por tanto, energías grandes.

(O.Q.L. Murcia 2004)

Los rayos X son radiaciones electromagnéticas de muy pequeña longitud de onda y elevada frecuencia y energía.

La respuesta correcta es la **a**.

3.13. La mayor parte de la luz procedente de una lámpara de sodio tiene una longitud de onda de 589 nm. ¿Cuál es la frecuencia de esta radiación?
a) $7{,}05\cdot10^{13}$ Hz
b) $3{,}04\cdot10^{15}$ Hz
c) $2{,}50\cdot10^{14}$ Hz
d) $5{,}09\cdot10^{14}$ Hz

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

La relación entre la longitud de onda y la frecuencia de una radiación electromagnética viene dada por la expresión:

$$c = \lambda\,\nu$$

El valor de la frecuencia de la radiación emitida por la lámpara de sodio es:

$$\nu = \frac{2{,}998\cdot10^{8}\ \text{m s}^{-1}}{589\ \text{nm}} \cdot \frac{1\ \text{nm}}{10^{-9}\ \text{m}} = 5{,}09\cdot10^{14}\ \text{s}^{-1}\ (\text{Hz})$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.14. Una señal de TV tiene una longitud de onda de 10 km. ¿Cuál es su frecuencia en kHz?
a) 30,00
b) $3{,}00\cdot10^{4}$
c) $3{,}00\cdot10^{7}$
d) $3{,}00\cdot10^{-7}$
e) $3{,}33\cdot10^{-2}$

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Baleares 2011)

La relación entre la longitud de onda y la frecuencia de una radiación electromagnética viene dada por la expresión $c = \lambda\,\nu$.

El valor de la frecuencia de esa señal de TV es:

$$\nu = \frac{2{,}998\cdot10^{8}\ \text{m s}^{-1}}{10\ \text{km}} \cdot \frac{1\ \text{km}}{10^{3}\ \text{m}} \cdot \frac{1\ \text{kHz}}{10^{3}\ \text{Hz}} = 30\ \text{kHz}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.15. Un detector de radiación expuesto a la luz solar detecta la energía recibida por segundo en una determinada área. Si este detector tiene una lectura de 0,430 cal cm^{-2} min^{-1}, ¿cuántos fotones de luz solar están incidiendo por cada cm^2 en un minuto? Suponga que λ_{media} de la luz solar es 470 nm.
a) $2{,}02\cdot10^{7}$
b) $8{,}46\cdot10^{7}$
c) $4{,}26\cdot10^{18}$
d) $1{,}02\cdot10^{27}$
e) $4{,}25\cdot10^{27}$

(O.Q.N. Luarca 2005)

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), la energía de un fotón viene dada por la expresión:

$$E = \frac{h\,c}{\lambda}$$

El valor de la energía de los fotones de luz solar es:

$$E = \frac{(6{,}626\cdot10^{-34}\ \text{J s}) \cdot (2{,}998\cdot10^{8}\ \text{m s}^{-1})}{470\ \text{nm}} \cdot \frac{1\ \text{nm}}{10^{-9}\ \text{m}} \cdot \frac{1\ \text{cal}}{4{,}18\ \text{J}} = 1{,}01\cdot10^{-19}\ \text{cal}$$

Relacionando esta energía con la energía recibida por el colector se obtiene el número de fotones que impactan en él por unidad de área y tiempo:

$$\frac{0{,}430\ \text{cal}}{1{,}01\cdot10^{-19}\ \text{cal fotón}^{-1}} = 4{,}26\cdot10^{18}\ \text{fotones}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.16. Las ondas de radio y los rayos X se propagan:
a) Con una velocidad inversamente proporcional a su longitud de onda.
b) Con una velocidad inversamente proporcional a su frecuencia.
c) A la misma velocidad en el vacío.
d) Si existe un medio material a través del cual hacerlo.

(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

Las ondas de radio y los rayos X son ondas electromagnéticas que se propagan con velocidad constante, $c = 2{,}998\cdot10^8\ \text{m s}^{-1}$, en el vacío y en cualquier medio material.

La respuesta correcta es la **c**.

3.17. ¿Cuál es la longitud de onda, en nm, de la radiación cuya energía es 550 kJ mol^{-1}?
a) 0,217
b) 0,419
c) 157
d) 218

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), la energía una radiación electromagnética viene dada por la expresión:

$$E = \frac{h\,c}{\lambda}$$

El valor de la longitud de onda de la radiación propuesta es:

$$\lambda = \frac{(6{,}626\cdot10^{-34}\ \text{J s})\cdot(2{,}998\cdot10^{8}\ \text{m s}^{-1})}{550\ \text{kJ mol}^{-1}}\cdot\frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{fotón}}{1\ \text{mol}}\cdot\frac{1\ \text{kJ}}{10^{3}\ \text{J}}\cdot\frac{1\ \text{nm}}{10^{-9}\ \text{m}} = 218\ \text{nm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.18. La radiación de longitud de onda 242,4 nm es la longitud de onda más larga que produce la foto-disociación del O_2. ¿Cuál es la energía de un fotón de esta radiación?
a) 9,232·10^{-10} J
b) 8,196·10^{-19} J
c) 9,133·10^{-21} J
d) 8,214·10^{-21} J

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009) (O.Q.L. Galicia 2013) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), la energía de un fotón viene dada por la expresión:

$$E = \frac{h\,c}{\lambda}$$

El valor de la energía del fotón propuesto es:

$$E = \frac{(6{,}626\cdot10^{-34}\ \text{J s})\cdot(2{,}998\cdot10^{8}\ \text{m s}^{-1})}{242{,}4\ \text{nm}}\cdot\frac{1\ \text{nm}}{10^{-9}\ \text{m}} = 8{,}195\cdot10^{-19}\ \text{J}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.19. ¿Cuál de las siguientes ondas electromagnéticas tiene una longitud de onda más larga?
a) $2{,}0\cdot10^{-5}$ m
b) 350 nm
c) 1.800 cm^{-1}
d) 400 MHz
e) 4.800 Å

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

Cambiando todas las unidades a m:

b) Falso.

$$\lambda = 350\ \text{nm} \cdot \frac{1\ \text{m}}{10^9\ \text{nm}} = 3{,}50\cdot10^{-7}\ \text{m}$$

c) Falso. Dado el número de ondas, la longitud de la onda es:

$$\lambda = \frac{1}{1.800\ \text{cm}^{-1}} \cdot \frac{1\ \text{m}}{10^2\ \text{cm}} = 5{,}56\cdot10^{-6}\ \text{m}$$

d) **Verdadero**. La relación entre la longitud de onda y la frecuencia de una radiación electromagnética viene dada por la expresión:

$$c = \lambda\,\nu$$

El valor de la longitud de onda es:

$$\lambda = \frac{2{,}998\cdot10^8\ \text{m s}^{-1}}{400\ \text{MHz}} \cdot \frac{1\ \text{MHz}}{10^6\ \text{Hz}} = 0{,}750\ \text{m}$$

e) Falso.

$$\lambda = 4.800\ \text{Å} \cdot \frac{10^{-10}\ \text{m}}{1\ \text{Å}} = 4{,}800\cdot10^{-7}\ \text{m}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.20. En la estratosfera, el ozono se forma a partir de una compleja reacción fotoquímica que globalmente se resume en 3 $O_2 \rightarrow 2\ O_3$. Para que la reacción tenga lugar, la luz del sol debe romper el doble enlace O=O cuya energía es 498,0 kJ mol^{-1}. ¿Cuál será la máxima longitud de onda de la luz solar capaz de producir la rotura de las moléculas de oxígeno?
a) 2 µm
b) 240,2 nm
c) 100 Å
d) 400 nm
e) $4{,}163\cdot10^6$ m
f) 240,2 m
g) $3\cdot10^{-7}$ m

(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.L. Madrid 2014) (O.Q.N. Salamanca 2018)

La energía necesaria para romper el enlace O=O es:

$$498\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1\ \text{mol}}{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{enlaces}} \cdot \frac{10^3\ \text{J}}{1\ \text{kJ}} = 8{,}27\cdot10^{-19}\ \text{J}$$

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), se puede determinar la longitud de onda de la radiación necesaria para romper ese enlace:

$$E = \frac{h\,c}{\lambda}$$

El valor de la longitud de onda de dicha radiación es:

$$\lambda = \frac{(6{,}626\cdot10^{-34}\ \text{J s})\cdot(2{,}998\cdot10^{8}\ \text{m s}^{-1})}{8{,}27\cdot10^{-19}\ \text{J}}\cdot\frac{1\ \text{nm}}{10^{-9}\ \text{m}} = 240\ \text{nm}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en Madrid 2014 y Salamanca 2018 se cambia el enunciado y algunos valores numéricos).

3.21. La constante de Planck relaciona:
a) El diámetro de la órbita del electrón con su periodo.
b) La energía con la frecuencia de una radiación.
c) La electronegatividad con el radio iónico.
d) La longitud de onda con la frecuencia de una radiación.

(O.Q.L. Murcia 2006)

De acuerdo con la hipótesis propuesta por Planck (1900):

> "la energía absorbida o liberada por un cuerpo solo puede hacerse en forma de radiación electromagnética, en cantidades discretas denominadas cuantos de energía cuyo valor se calcula mediante la expresión:

$$E = h\,\nu \quad \rightarrow \quad \begin{cases} h = \text{constante de Planck} \\ \nu = \text{frecuencia de la radiación} \end{cases}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.22. Señale la opción que está de acuerdo con el efecto fotoeléctrico.
a) El número de electrones emitidos depende de la intensidad o brillo de la luz, pero sus energías no.
b) El número de electrones emitidos depende de la energía de los fotones incidentes, y su velocidad de la intensidad de la luz.
c) Una luz roja de alta intensidad libera electrones de mayor energía que una luz azul de baja intensidad.
d) Los electrones emitidos pueden ser acelerados a cualquier velocidad si se emplea la fuente luminosa adecuada.
e) La intensidad de la corriente producida solo depende del tipo de luz incidente.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

La ecuación propuesta por Einstein (1905) para explicar el efecto fotoeléctrico es:

$$E_k = h\,c\left(\frac{1}{\lambda}-\frac{1}{\lambda_0}\right) \quad \rightarrow \quad \begin{cases} E_k = e\text{nergía cinética del fotoelectrón} \\ c = \text{velocidad de la luz} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \lambda = \text{longitud de onda del fotón incidente} \\ \lambda_0 = \text{longitud de onda característica del metal} \end{cases}$$

Para que se produzca efecto fotoeléctrico es preciso que la energía de los fotones sea suficiente para arrancar electrones de la placa metálica, y eso se cumple si:

$$\lambda < \lambda_0 \quad \text{o} \quad \nu > \nu_0$$

a) **Verdadero**. La intensidad de la luz es el número de fotones por unidad de tiempo, por lo que a mayor intensidad mayor número de electrones emitidos.

b) Falso. La intensidad de la luz es el número de fotones por unidad de tiempo, por lo que a mayor intensidad mayor número de electrones emitidos.

c) Falso. Ya que, independientemente del valor de la intensidad de cada luz, se cumple que:

$$\lambda_{\text{azul}} < \lambda_{\text{rojo}} \quad \rightarrow \quad E_{\text{azul}} > E_{\text{rojo}}$$

Si la luz roja propuesta fuera capaz de producir el efecto fotoeléctrico emitiría más electrones ya que su intensidad es mayor que la de la luz azul.

d) Falso. La velocidad con la que los electrones son emitidos depende del valor de E_k que, a su vez, depende de la diferencia $(\lambda - \lambda_0)$.

e) Falso. El tipo de luz incidente determina la longitud de onda (frecuencia) de la radiación para arrancar electrones, no su intensidad que es el número de fotones que llegan a la placa por unidad de tiempo.

La respuesta correcta es la **a**.

3.23. Sabiendo que la energía del enlace F–F es 159 kJ mol^{-1}, la longitud de onda de la radiación necesaria para romper este enlace es:
a) 7,53·10^{-4} m
b) 4,17·10^{-39} m
c) 4,17·10^{-28} m
d) 752 nm

(O.Q.L. Madrid 2007)

La energía necesaria para romper el enlace F–F es:

$$159\,\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}\cdot\frac{1\text{ mol}}{6{,}022\cdot10^{23}\text{ enlaces}}\cdot\frac{10^3\text{ J}}{1\text{ kJ}} = 2{,}64\cdot10^{-19}\text{ J}$$

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), se puede determinar la longitud de onda de la radiación necesaria para romper ese enlace:

$$E = \frac{h\,c}{\lambda}$$

El valor de la longitud de onda de dicha radiación es:

$$\lambda = \frac{(6{,}626\cdot10^{-34}\text{ J s})\cdot(2{,}998\cdot10^{8}\text{ m s}^{-1})}{2{,}64\cdot10^{-19}\text{ J}}\cdot\frac{1\text{ nm}}{10^{-9}\text{ m}} = 752\text{ nm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2006).

3.24. La longitud de onda de emisión correspondiente al salto de energía ($E_2 - E_1$) del átomo de hidrógeno es 121,57 nm. ¿Cuál será este valor expresado en J mol^{-1}?
a) 0,983·10^{6}
b) 0,983·10^{-3}
c) 1,635·10^{-18}
d) 1,617·10^{-25}

(O.Q.L. La Rioja 2008)

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), la energía una radiación electromagnética viene dada por la expresión:

$$\Delta E = \frac{h\,c}{\lambda}$$

El valor de la energía de dicha radiación es:

$$\Delta E = \frac{(6{,}626\cdot10^{-34}\text{ J s})\,(2{,}998\cdot10^{8}\text{ m s}^{-1})}{121{,}57\text{ nm}}\cdot\frac{1\text{ nm}}{10^{-9}\text{ m}} = 1{,}632\cdot10^{-18}\text{ J átomo}^{-1}$$

La energía expresada en J mol^{-1} es:

$$\frac{1{,}632\cdot10^{-18}\text{ J}}{\text{átomo}}\cdot\frac{6{,}022\cdot10^{23}\text{ átomo}}{1\text{ mol}} = 9{,}828\cdot10^{5}\text{ J mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.25. Sabiendo que la energía del enlace Cl—Cl es 243 kJ mol^{-1}, calcule la longitud de onda de la radiación necesaria para romper este enlace.
a) 817 μm
b) 4,92 μm
c) 817 nm
d) 492 nm

(O.Q.L. Madrid 2008)

La energía necesaria para romper un enlace Cl–Cl es:

$$\frac{243\ \text{kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1\ \text{mol}}{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{enlaces}} \cdot \frac{10^3\ \text{J}}{1\ \text{kJ}} = 4{,}04\cdot10^{-19}\ \text{J}$$

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), se puede determinar la longitud de onda de la radiación necesaria para romper ese enlace:

$$E = \frac{h\,c}{\lambda}$$

El valor de la longitud de onda de dicha radiación es:

$$\lambda = \frac{(6{,}626\cdot10^{-34}\ \text{J s}) \cdot (2{,}998\cdot10^{8}\ \text{m s}^{-1})}{4{,}04\cdot10^{-19}\ \text{J}} \cdot \frac{1\ \text{nm}}{10^{-9}\ \text{m}} = 492\ \text{nm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a las propuestas en Madrid 2006 y 2007).

3.26. La energía de un fotón procedente de un láser de argón ionizado, Ar$^+$, que emite a una longitud de onda de 514,5 nm es:
a) 3,86·10^{-17} J
b) 3,86·10^{-19} J
c) 1,28·10^{-36} J
d) 1,28·10^{-27} J
e) 1,00·10^{-17} J

(O.Q.N. Ávila 2009)

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), la energía de un fotón viene dada por la expresión:

$$E = \frac{h\,c}{\lambda}$$

El valor de la energía de un fotón de un láser de argón es:

$$E = \frac{(6{,}626\cdot10^{-34}\ \text{J s})\ (2{,}998\cdot10^{8}\ \text{m s}^{-1})}{514{,}5\ \text{nm}} \cdot \frac{1\ \text{nm}}{10^{-9}\ \text{m}} = 3{,}861\cdot10^{-19}\ \text{J}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.27. Indique la proposición correcta en relación a la radiación del espectro electromagnético:
a) La energía es directamente proporcional a la longitud de onda.
b) La energía es inversamente proporcional a la frecuencia.
c) La energía es directamente proporcional al número de ondas.
d) La longitud de onda y la amplitud de onda son directamente proporcionales.
e) La luz visible tiene mayor energía que la luz ultravioleta.

(O.Q.N. Sevilla 2010)

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900):

$$E = h\,\nu = \frac{h\,c}{\lambda}$$

a-b) Falso. La energía es inversamente proporcional al valor de la longitud de onda.

c) **Verdadero.** El número de ondas es el inverso de la longitud de onda.

d) Falso. La amplitud de una onda no guarda ninguna relación con su longitud.

e) Falso. La radiación UV tienen menor longitud de onda que la visible, por lo que tiene mayor energía.

La respuesta correcta es la **c**.

3.28. La niebla fotoquímica se forma cuando el oxígeno producido en la siguiente fotodisociación reacciona con sustancias orgánicas:

$$NO_2(g) + h\nu \rightarrow NO(g) + O(g)$$

La entalpía de esta reacción es $\Delta H° = 306$ kJ mol^{-1}. Si la energía para que se produzca esta reacción proviene de la luz solar, estime cuál es la longitud de onda de la radiación que necesita.

a) 25.555,89 cm^{-1}

b) 391·10^{-9} m

c) 7,67·10^{14} Hz

d) 255,56 m^{-1}

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La energía necesaria para romper un enlace N–O es:

$$\frac{306\ \text{kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1\ \text{mol}}{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{enlaces}} \cdot \frac{10^3\ \text{J}}{1\ \text{kJ}} = 5{,}08\cdot10^{-19}\ \text{J}$$

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), se puede determinar la frecuecncia o la longitud de onda de la radiación necesaria para romper ese enlace:

$$E = h\,\nu = \frac{h\,c}{\lambda}$$

El valor de la longitud de onda de dicha radiación es:

$$\lambda = \frac{(6{,}626\cdot10^{-34}\ \text{J s}) \cdot (2{,}998\cdot10^{8}\ \text{m s}^{-1})}{5{,}08\cdot10^{-19}\ \text{J}} = 3{,}91\cdot10^{-7}\ \text{m}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a las propuestas en Madrid 2006, 2007 y 2008).

3.29. En el efecto fotoeléctrico:

a) La energía de los fotones depende de la intensidad de la radiación incidente.

b) La energía de los fotones es independiente de la intensidad de la radiación incidente.

c) Se produce emisión a cualquier frecuencia.

d) El número de fotoelectrones emitidos es independiente de la intensidad de la radiación incidente.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

La ecuación propuesta por Einstein (1905) para explicar el efecto fotoeléctrico es:

$$E_k = h\,c\,(\nu - \nu_0) \quad \rightarrow \quad \begin{cases} E_k = \text{energía cinética del fotoelectrón} \\ c = \text{velocidad de la luz} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \nu = \text{frecuencia del fotón incidente} \\ \nu_0 = \text{frecuencia característica del metal} \end{cases}$$

Para que se produzca la emisión de fotoelectrones por parte de una placa metálica es necesario que la energía de los fotones sea la suficiente para poder arrancarlos, es decir, se debe cumplir que:

$$\nu > \nu_0$$

por lo que la energía de los mismos solo depende del valor de ν.

Además, la intensidad de la radiación es el número de fotones que llegan a la placa por unidad de tiempo, por tanto, a mayor intensidad de la radiación incidente mayor número de fotoelectrones emitidos.

La respuesta correcta es la **b**.

3.30. La hipótesis de Planck establece que:
a) Cada fotón tiene una cantidad particular de energía que depende además de la frecuencia de la luz.
b) Cada fotón tiene una cantidad particular de energía que no depende además de la frecuencia de la luz.
c) Los fotones de luz tienen la misma cantidad de energía.
d) Cada fotón tiene una cantidad particular de energía que depende de la velocidad de la luz.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

La hipótesis de M. Planck (1900) propone que:

> "La energía es absorbida o emitida por los electrones en forma de cantidades discretas, llamadas cuantos, de valor $E = h\,\nu$".

Posteriormente, en 1926, G.N. Lewis denomina fotones a los cuantos de luz.

La respuesta correcta es la **a**.

3.31. El elemento estable al que más fácilmente se le pueden arrancar fotoelectrones es el cesio, que tiene una longitud de onda característica de 580 nm. Cuando se ilumina una placa de cesio con una luz roja de 660 nm:
a) Se consigue que se emitan fotoelectrones.
b) No se produce efecto fotoeléctrico.
c) No es cierto que el cesio sea el elemento que más fácilmente emite fotoelectrones.
d) No es cierto que una luz roja pueda tener una longitud de onda de 660 nm.
e) Los electrones se emitirán con energía cinética elevada.
f) La energía de una radiación de 580 nm es menor que la de otra de 660 nm.
g) La energía de un fotón con una longitud de onda de 580 nm es $3{,}0\cdot10^{-20}$ J.
h) Tendrá lugar una reacción nuclear.
i) El electrón emite energía cinética.
j) El electrón desciende al nivel de energía inmediatamente inferior.

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Valencia 2014) (O.Q.L. Baleares 2015) (O.Q.L. Castilla y León 2017) (O.Q.L. Jaén 2018) (O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

La ecuación propuesta por Einstein (1905) para explicar el efecto fotoeléctrico es:

$$E_k = h\,c\left(\frac{1}{\lambda}-\frac{1}{\lambda_0}\right) \quad \rightarrow \quad \begin{cases} E_k = \text{energía cinética del fotoelectrón} \\ c = \text{velocidad de la luz} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \lambda = \text{longitud de onda del fotón incidente} \\ \lambda_0 = \text{longitud de onda característica del metal} \end{cases}$$

Para que se produzca efecto fotoeléctrico es preciso que la energía de los fotones sea suficiente para arrancar electrones de la placa metálica: $\lambda < \lambda_0$.

b) **Verdadero**. Como λ_{Cs} (580 nm) $< \lambda_{\text{luz roja}}$ (660 nm), no se produce el efecto fotoeléctrico.

a-e-i) Falso. Según se ha justificado en el apartado b).

c) Falso. Los metales alcalinos son, de todos los de la tabla periódica, los que tienen menores energías de ionización, por lo que resulta fácil arrancarles electrones, tanto más, cuantas más capas electrónicas tengan.

El francio es el alcalino con más capas electrónicas, pero tiene el inconveniente de que es radiactivo lo que lo hace inestable, por lo que es el cesio, que tiene una capa electrónica menos, el elemento más estable capaz de emitir fotoelectrones.

d) Falso. La longitud de onda de la radiación asociada al color rojo está comprendida entre 618–780 nm.

f) Falso. De acuerdo con la ecuación de Planck (1900):

$$E = h\,\nu = \frac{h\,c}{\lambda}$$

La energía es inversamente proporcional al valor de la longitud de onda.

g) Falso. El valor de la energía del fotón propuesto es:

$$E = \frac{(6{,}626\cdot10^{-34}\text{ J s})\,(2{,}998\cdot10^{8}\text{ m s}^{-1})}{580\text{ nm}}\cdot\frac{1\text{ nm}}{10^{-9}\text{ m}} = 3{,}42\cdot10^{-19}\text{ J}$$

h) Falso. La propuesta es absurda.

j) Falso. Si un electrón absorbe energía no puede descender a un nivel de energía inferior.

La respuesta correcta es la **b**.

3.32. ¿Cuál de estas propuestas es correcta?
a) El producto de la longitud de onda por la frecuencia es una constante para la luz visible en el vacío.
b) A medida que aumenta la longitud de onda de la luz, aumenta la energía del fotón.
c) A medida que aumenta la longitud de onda de la luz, aumenta su amplitud.
d) La luz verde tiene mayor frecuencia que la luz azul.
e) La amplitud aumenta con la longitud de onda.

(O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Madrid 2013)

a) **Verdadero**. Frecuencia y longitud de onda están relacionadas por medio de la expresión:

$c = \lambda\,\nu$ donde c es la velocidad de la luz en el vacío.

b) Falso. De acuerdo con la ecuación de Planck (1900):

$$E = h\,\nu = \frac{h\,c}{\lambda}$$

c-e) Falso. La amplitud de una onda no guarda ninguna relación con su longitud de onda o su frecuencia.

d) Falso. La longitud de onda de la luz verde, comprendida entre 497 – 560 nm, es mayor que la de la luz azul, comprendida entre 427 – 476 nm, por lo que con sus frecuencias ocurre lo contrario.

La respuesta correcta es la **a**.

3.33. La primera energía de ionización del sodio es 495,9 kJ mol^{-1}. ¿Cuál es la máxima longitud de onda de la radiación que podría arrancar un electrón de un átomo de sodio?
a) 2,41·10^{-7} m
b) 4,14 m
c) 4,14·10^{-3} m
d) 2,41·10^{-4} m

(O.Q.L. Galicia 2012)

La primera energía de ionización del sodio:

$$\frac{495{,}9\text{ kJ}}{\text{mol}}\cdot\frac{1\text{ mol}}{6{,}022\cdot10^{23}\text{ enlaces}}\cdot\frac{10^{3}\text{ J}}{1\text{ kJ}} = 8{,}235\cdot10^{-19}\text{ J}$$

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), la longitud de onda de la radiación para ionizar el sodio es:

$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

El valor de la longitud de onda propuesta es:

$$\lambda = \frac{(6{,}626\cdot10^{-34}\text{ J s})\cdot(2{,}998\cdot10^{8}\text{ m s}^{-1})}{8{,}235\cdot10^{-19}\text{ J}} = 2{,}412\cdot10^{-7}\text{ m}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.34. La energía de disociación del yodo es 240 kJ mol^{-1}. ¿Cuál es la máxima longitud de onda de la radiación que puede producir la disociación del yodo?
a) 4,97·10^{-6} m
b) 49,7 Å
c) 4,97·10^{-9} m
d) 497 nm

(O.Q.L. Madrid 2012) (O.Q.L. Madrid 2013)

La energía necesaria para romper un enlace I–I es:

$$\frac{240\ \text{kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1\ \text{mol}}{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{enlaces}} \cdot \frac{10^3\ \text{J}}{1\ \text{kJ}} = 3{,}99\cdot10^{-19}\ \text{J}$$

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), se puede determinar la longitud de onda de la radiación necesaria para romper ese enlace:

$$E = \frac{h\,c}{\lambda}$$

El valor de la longitud de onda propuesta es:

$$\lambda = \frac{(6{,}626\cdot10^{-34}\ \text{J s}) \cdot (2{,}998\cdot10^{8}\ \text{m s}^{-1})}{3{,}99\cdot10^{-19}\ \text{J}} \cdot \frac{1\ \text{nm}}{10^{-9}\ \text{m}} = 498\ \text{nm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2006 y otras).

3.35. La luz verde tiene una longitud de onda de 550 nm. La energía de un fotón de luz verde es:
a) 3,64·10^{-38} J
b) 2,17·10^{5} J
c) 3,61·10^{-19} J
d) 1,09·10^{-27} J
e) 5,45·10^{12} J

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2014) (O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

La energía asociada a un fotón puede calcularse por medio de la ecuación de la ecuación de Planck (1900):

$$E = \frac{h\,c}{\lambda}$$

El valor de la energía del fotón verde propuesto es:

$$E = \frac{(6{,}626\cdot10^{-34}\ \text{J s}) \cdot (2{,}998\cdot10^{8}\ \text{m s}^{-1})}{550\ \text{nm}} \cdot \frac{1\ \text{nm}}{10^{-9}\ \text{m}} = 3{,}61\cdot10^{-19}\ \text{J}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ávila 2009).

3.36. Una masa de hidrógeno previamente excitada emite una radiación con una longitud de onda de 434 nm. La frecuencia de la radiación es:
a) 2,70·10^{12} s^{-1}
b) 3,50·10^{15} s^{-1}
c) 7,30·10^{10} s^{-1}
d) 2,30·10^{16} s^{-1}
e) 6,90·10^{14} s^{-1}

(O.Q.L. Sevilla 2014)

La longitud de onda y la frecuencia de una radiación electromagnética están relacionadas de acuerdo con la expresión:

$$c = \lambda\, \nu$$

El valor de la frecuencia de una radiación de 434 nm es:

$$\nu = \frac{2{,}998\cdot10^{8}\ \text{m s}^{-1}}{434\ \text{nm}} \cdot \frac{1\ \text{nm}}{10^{-9}\ \text{m}} = 6{,}91\cdot10^{14}\ \text{s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **e**.

3.37. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta respecto a la radiación electromagnética?
a) La energía es directamente proporcional a la longitud de onda.
b) La frecuencia y el número de ondas son inversamente proporcionales.
c) La luz roja tiene una longitud de onda mayor que la azul.
d) Cuanto mayor es la frecuencia, menor es su energía.
e) El producto de la frecuencia por el número de ondas es la velocidad de la luz.

(O.Q.L. Madrid 2014)

a-b-d-e) Falso. De acuerdo con la ecuación de Planck (1900):

$$E = h\,\nu = \frac{h\,c}{\lambda}$$

c) **Verdadero.** La longitud de onda de la luz roja, comprendida entre 618 – 780 nm, es mayor que la de la luz azul, comprendida entre 427 – 476 nm.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Sevilla 2010).

3.38. El primer estado excitado de la molécula de oxígeno, llamado oxígeno singlete, presenta excelentes propiedades oxidantes, lo que puede aprovecharse en la síntesis de nuevos compuestos químicos, en la oxidación de materia orgánica presente en aguas contaminadas y se está investigando su uso en la erradicación de células tumorales. Sabiendo que la diferencia de energía entre el nivel fundamental y el estado excitado es de 94,3 kJ mol^{-1}, calcule la longitud de onda asociada a este tránsito:
a) 1,3·10^{-9} m
b) 2,6·10^{3} μm
c) 1.300 nm
d) 1,3·10^{-3} μm
e) 2,6·10^{-3} m

(O.Q.L. Madrid 2015)

La energía asociada al tránsito electrónico es:

$$\frac{94{,}3\ \text{kJ}}{\text{mol O}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol O}_2}{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{moléculas O}_2} \cdot \frac{10^{3}\ \text{J}}{1\ \text{kJ}} = 1{,}57\cdot10^{-19}\ \text{J}$$

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), se puede determinar la longitud de onda de la radiación asociada al tránsito propuesto:

$$E = \frac{h\,c}{\lambda}$$

El valor de la longitud de onda es:

$$\lambda = \frac{(6{,}626\cdot10^{-34}\ \text{J s}) \cdot (2{,}998\cdot10^{8}\ \text{m s}^{-1})}{1{,}57\cdot10^{-19}\ \text{J}} \cdot \frac{1\ \text{nm}}{10^{-9}\ \text{m}} = 1{,}27\cdot10^{3}\ \text{nm}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.39. Sin hacer cálculos detallados, determine cuál de las siguientes longitudes de onda representa la luz de frecuencia más alta:
a) $5{,}9\cdot10^{-4}$ cm
b) 1,13 mm
c) 860 Å
d) 6,92 μm

(O.Q.L. Extremadura 2015)

La frecuencia y la longitud de onda de una radiación electromagnética están relacionadas mediante la ecuación:

$$c = \lambda\,\nu$$

por lo que la radiación que presente menor longitud de onda será la que tenga mayor frecuencia, que de las propuestas es, 860 Å.

La respuesta correcta es la **c**.

3.40. ¿Cuál es la diferencia de energía, en eV, entre el estado fundamental del hidrógeno y el estado excitado en el que su electrón emite un fotón de longitud de onda igual a 125 nm para volver al estado fundamental?
a) 13,6 eV
b) 9,9 eV
c) 10,2 eV
d) 1,21 eV

(O.Q.L. Castilla y León 2015)

La energía asociada a un fotón puede calcularse por medio de la ecuación de la ecuación de Planck (1900):

$$\Delta E = \frac{h\,c}{\lambda}$$

El valor de la energía de dicho fotón es:

$$\Delta E = \frac{(6{,}626\cdot10^{-34}\ \text{J s})\cdot(2{,}998\cdot10^{8}\ \text{m s}^{-1})}{125\ \text{nm}}\cdot\frac{1\ \text{nm}}{10^{-9}\ \text{m}}\cdot\frac{1\ \text{eV}}{1{,}602\cdot10^{-19}\ \text{J}} = 9{,}92\ \text{eV}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.41. En relación con el desarrollo de la teoría cuántica y la doble naturaleza de las partículas, indique desde el punto de visto cronológico, la secuencia correcta de la aportación de los siguientes científicos:
a) Einstein, Planck, de Broglie y Schrödinger
b) Planck, de Broglie, Schrödinger y Einstein
c) Planck, Einstein, de Broglie y Schrödinger
d) de Broglie, Einstein, Planck y Schrödinger

(O.Q.N. Alcalá 2016)

▪ Max Planck (1900) rechaza la idea clásica para explicar la radiación de energía por parte de los cuerpos al ser calentados de que esta puede tomar cualquier valor y propone la hipótesis cuántica:

> "La energía radiada solo puede ser emitida o absorbida en forma de paquetes, cantidades discretas de valor $h\nu$, llamadas cuantos de energía.

▪ Albert Einstein (1905) explica el efecto fotoeléctrico descubierto por H. Hertz. Propone que la energía de la radiación incidente está constituida por cuantos de magnitud $h\nu$.

▪ Louis V. de Broglie (1924) propone que los electrones tengan propiedades ondulatorias que permitan la explicación de los estados de energía estacionarios de los átomos como debidos al establecimiento de ondas estacionarias.

▪ Erwin Schrödinger (1925) propone una ecuación matemática, llamada ecuación de ondas, para describir el comportamiento de los electrones. Su forma general es la misma que la que describe el comportamiento de ondas reales tales como las que forma la cuerda de un violín.

$$\frac{d^2\Psi(x)}{dx^2}+\frac{8\pi^2 m}{h^2}[E-V(x)]\,\Psi(x)=0$$

ψ^2 mide la probabilidad de encontrar un electrón en un determinado instante dentro del átomo.

La respuesta correcta es la **c**.

3.42. Cuando se hace incidir una radiación cuya longitud de onda es 230 nm sobre una superficie de cesio, los electrones emitidos tienen una energía cinética de $2{,}40\cdot10^{-19}$ J. Su energía de ionización es:
a) 5,4 eV
b) 376 kJ mol^{-1}
c) $8{,}64\cdot10^{-19}$ J
d) $5{,}5\cdot10^{-23}$ kcal

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

Aplicando la ecuación de Einstein (1905) para el efecto fotoeléctrico:

$$h\frac{c}{\lambda}=W_0+E_k$$

donde W_0 es trabajo para arrancar fotoelectrones de la lámina metálica y su valor coincide con la energía de ionización del metal.

$$W_0=\left[(6{,}626\cdot10^{-34}\text{ J s})\cdot\left(\frac{2{,}998\cdot10^{8}\text{ m s}^{-1}}{230\text{ nm}}\cdot\frac{1\text{ nm}}{10^{-9}\text{ m}}\right)\right]-(2{,}40\cdot10^{-19}\text{ J})=6{,}24\cdot10^{-19}\text{ J}$$

Cambiando las unidades:

$$\frac{6{,}24\cdot10^{-19}\text{ J}}{\text{electrón}}\cdot\frac{6{,}022\cdot10^{23}\text{ electrones}}{1\text{ mol}}\cdot\frac{1\text{ kJ}}{10^{3}\text{ J}}=376\text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.43. La espectroscopía infrarroja es una de las múltiples técnicas utilizadas en los laboratorios de investigación para determinar la estructura de los compuestos químicos. En esta técnica, la radiación empleada excita los distintos modos de vibración de los enlaces de la molécula. Sabiendo que en el espectro infrarrojo de un compuesto una de las bandas tiene un número de ondas de 2.108 cm^{-1}, ¿cuál es la energía de un fotón necesario para excitar ese modo vibracional?
a) $8{,}4\cdot10^{-20}$ J
b) $4{,}2\cdot10^{-20}$ kJ
c) 0,26 eV
d) $2{,}6\cdot10^{-5}$ keV

(O.Q.L. Madrid 2016)

La energía del fotón puede calcularse por medio de la ecuación de Planck (1900):

$$E=\frac{h\,c}{\lambda}$$

El valor de la energía del fotón propuesto es:

$$E=(6{,}626\cdot10^{-34}\text{ J s})\cdot\left(2{,}998\cdot10^{8}\text{ m s}^{-1}\right)\cdot(2.108\text{ cm}^{-1})\cdot\frac{10^{2}\text{ cm}}{1\text{ m}}\cdot\frac{1\text{ eV}}{1{,}602\cdot10^{-19}\text{ J}}=0{,}2617\text{ eV}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.44. La luz verde tiene una longitud de onda de 550 nm, mientras que la de la luz roja es de 660 nm. Con esta información se puede asegurar que:
a) Las dos radiaciones tienen la misma energía.
b) La luz verde es más energética que la roja.
c) La luz roja es más energética que la verde.
d) Las dos radiaciones son más energéticas que la luz ultravioleta.

(O.Q.L. Baleares 2016)

La energía asociada a una radiación electromagnética se calcula mediante la ecuación propuesta por Planck (1900):

$$E = \frac{h\,c}{\lambda}$$

Como se puede observar, la energía es inversamente proporcional a la longitud de onda, por lo que la luz verde (500 nm) tiene mayor energía que la luz roja (660 nm) y, ambas, menos que la luz UV cuya longitud de onda es inferior a 400 nm.

La respuesta correcta es la **b**.

3.45. Cuando se irradia un átomo de potasio con una onda ultravioleta de longitud de onda $2{,}87\cdot10^{-7}$ m, se consigue ionizar el citado átomo. El valor de la energía de ionización del potasio, en kJ mol^{-1}, es:
a) 471,4
b) 42
c) 371,4
d) 417,4

(O.Q.L. Extremadura 2016)

La energía asociada a una radiación electromagnética se calcula mediante la ecuación propuesta por Planck (1900):

$$E = \frac{h\,c}{\lambda}$$

El valor de la energía de ionización del potasio es:

$$E = \frac{(6{,}626\cdot10^{-34}\ \text{J s})\cdot(2{,}998\cdot10^{8}\ \text{m s}^{-1})}{2{,}87\cdot10^{-7}\ \text{m}}\cdot\frac{1\ \text{kJ}}{10^{3}\ \text{J}}\cdot\frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{átomos}}{1\ \text{mol}} = 417\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.46. Se hace incidir sobre el cátodo de una célula fotoeléctrica dos radiaciones de igual longitud de onda. La primera de intensidad *I*, y la segunda de intensidad 2*I*. Se puede decir que:
a) La energía de los electrones desprendidos por la segunda es mayor que la de los desprendidos por la primera.
b) La velocidad de los electrones desprendidos por la primera será mayor que la de los desprendidos por la segunda.
c) La energía y el número electrones desprendidos será igual en ambos casos.
d) El número de electrones que desprende la segunda es mayor que el número de electrones que desprende la primera.

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

De acuerdo con la ecuación propuesta por Einstein (1905) para el efecto fotoeléctrico:

$$h\frac{c}{\lambda} = W_0 + E_\text{k}$$

▪ Si ambas radiaciones tienen la misma longitud de onda, la energía cinética y, por tanto, la velocidad de los electrones emitidos es la misma.

▪ Si una radiación tiene una intensidad el doble que la otra quiere decir que contiene el doble de fotones, por lo que desprende doble número de electrones.

La respuesta correcta es la **d**.

3.47. En una célula fotoeléctrica el trabajo de extracción de un electrón del cátodo es 3,40 eV. Al hacer incidir sobre el cátodo una radiación monocromática de 224 nm se desprenderán electrones con una energía cinética igual a:
a) $8{,}87\cdot10^{-19}$ J
b) $5{,}45\cdot10^{-19}$ J
c) $3{,}42\cdot10^{-19}$ J
d) 5,54 eV

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

Aplicando la ecuación de Einstein (1905) para el efecto fotoeléctrico:

$$h\frac{c}{\lambda} = W_0 + E_\mathrm{k}$$

donde W_0 es trabajo para arrancar electrones de la lámina metálica.

El valor de la energía cinética de los fotoelectrones extraídos es:

$$E_\mathrm{k} = \left[(6{,}626\cdot10^{-34}\ \mathrm{J\ s})\cdot\left(\frac{2{,}998\cdot10^{8}\ \mathrm{m\ s^{-1}}}{224\ \mathrm{nm}}\cdot\frac{1\ \mathrm{nm}}{10^{-9}\ \mathrm{m}}\right)\right] - \left[3{,}40\ \mathrm{eV}\cdot\frac{1{,}60\cdot10^{-19}\ \mathrm{J}}{1\ \mathrm{eV}}\right] = 3{,}42\cdot10^{-19}\ \mathrm{J}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.48. La primera energía de ionización del cesio es $6{,}24\cdot10^{-19}$ J/átomo. ¿Cuál es la frecuencia mínima de radiación que se requiere para ionizar un átomo de cesio?
a) $1{,}06\cdot10^{-15}\ \mathrm{s^{-1}}$
b) $4{,}13\cdot10^{14}\ \mathrm{s^{-1}}$
c) $9{,}42\cdot10^{14}\ \mathrm{s^{-1}}$
d) $1{,}60\cdot10^{18}\ \mathrm{s^{-1}}$

(O.Q.N. El Escorial 2017)

La energía asociada a una radiación electromagnética se calcula mediante la ecuación propuesta por Planck (1900):

$$E = h\,\nu$$

El valor de la frecuencia de la radiación necesaria para ionizar el átomo de cesio es:

$$\nu = \frac{6{,}24\cdot10^{-19}\ \mathrm{J}}{6{,}626\cdot10^{-34}\ \mathrm{J\ s}} = 9{,}42\cdot10^{14}\ \mathrm{s^{-1}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.49. La energía que puede producir la fotodisociación del O_3 (ozono) es muy baja 105,0 kJ $\mathrm{mol^{-1}}$. La longitud de onda de la radiación máxima que puede disociar a una molécula de ozono será.
a) 1.142 nm
b) 241 nm
c) 710 nm
d) 570 nm

(O.Q.L. Galicia 2017)

La energía necesaria para fotodisociar la molécula de ozono es:

$$105{,}0\,\frac{\mathrm{kJ}}{\mathrm{mol}}\cdot\frac{1\ \mathrm{mol}}{6{,}022\cdot10^{23}\ \mathrm{moléculas}}\cdot\frac{10^{3}\ \mathrm{J}}{1\ \mathrm{kJ}} = 1{,}744\cdot10^{-19}\ \mathrm{J}$$

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), se puede determinar la longitud de onda de la radiación necesaria para romper ese enlace:

$$E = \frac{h\,c}{\lambda}$$

El valor de la longitud de onda de dicha radiación es:

$$\lambda = \frac{(6{,}626\cdot10^{-34}\ \text{J s})\cdot(2{,}998\cdot10^{8}\ \text{m s}^{-1})}{1{,}744\cdot10^{-19}\ \text{J}}\cdot\frac{1\ \text{nm}}{10^{-9}\ \text{m}} = 1.139\ \text{nm}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2007 y 2014).

3.50. La absorción de luz ultravioleta procedente del Sol se produce en la capa de ozono gracias, en parte, a la fotolisis de la molécula de O_3 según la reacción $O_3 + \text{luz} \rightarrow O_2 + O$. Sabiendo que un fotón de frecuencia $7{,}50\cdot10^{8}$ MHz es capaz de producir la fotolisis de una molécula de O_3, calcule el valor de la energía molar de enlace O–O en dicha molécula.
a) $4{,}97\cdot10^{-19}$ J mol^{-1}
b) 71,9 kcal mol^{-1}
c) 299 J mol^{-1}
d) 1.240 kcal mol^{-1}

(O.Q.L. Madrid 2017)

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), se puede determinar la energía de la radiación necesaria para romper ese enlace:

$$E = h\,\nu$$

El valor de la energía es:

$$E = \frac{(6{,}626\cdot10^{-34}\ \text{J s})\cdot\left(7{,}50\cdot10^{8}\ \text{MHz}\right)}{\text{molécula}}\cdot\frac{10^{6}\ \text{Hz}}{1\ \text{MHz}} = 4{,}97\cdot10^{-19}\ \text{J molécula}^{-1}$$

Cambiando las unidades:

$$E = \frac{4{,}97\cdot10^{-19}\ \text{J}}{\text{molécula}}\cdot\frac{1\ \text{cal}}{4{,}18\ \text{J}}\cdot\frac{1\ \text{kcal}}{10^{3}\ \text{cal}}\cdot\frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{molécula}}{1\ \text{mol}} = 71{,}6\ \text{kcal mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.51. ¿Cuál (es) de las siguientes afirmaciones es (son) correcta (s)?
I. Un átomo excitado puede volver a su estado fundamental absorbiendo radiación electromagnética.
II. La energía de un átomo aumenta cuando emite radiación electromagnética.
III. La energía de una radiación electromagnética aumenta si aumenta su frecuencia.
IV. El electrón del átomo de hidrógeno en el nivel cuántico $n = 4$ pasa al nivel $n = 2$ emitiendo radiación electromagnética con la frecuencia apropiada.
V. La frecuencia y la longitud de onda de una radiación electromagnética son inversamente proporcionales.
a) II, III, IV
b) III, V
c) I, II, III
d) III, IV, V

(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

I) Falso. Un átomo excitado para volver a su estado fundamental debe emitir radiación electromagnética.

II) Falso. La energía de un átomo disminuye cuando emite radiación electromagnética.

III) **Verdadero**. De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), la relación entre la energía y la frecuencia de una radiación electromagnética viene dada por la ecuación:

$$E = h\,\nu$$

IV) **Verdadero.** Cuando el electrón del átomo de hidrógeno cae a un nivel cuántico inferior emite energía en forma de radiación electromagnética con la frecuencia apropiada.

V) **Verdadero.** La frecuencia y la longitud de onda de una radiación electromagnética están relacionadas mediante la ecuación:

$$c = \lambda\,\nu$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.52. ¿Cuántos fotones con una luz de longitud de onda 656 nm harán falta para suministrar una energía total de 1 J?
a) $3{,}5\cdot10^{-28}$
b) $3{,}0\cdot10^{-19}$
c) $2{,}8\cdot10^{27}$
d) $3{,}3\cdot10^{17}$

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

La energía del fotón puede calcularse por medio de la ecuación de Planck (1900):

$$E = h\,\frac{c}{\lambda}$$

El valor de la energía del fotón propuesto es:

$$E = (6{,}626\cdot10^{-34}\ \text{J s})\cdot\frac{2{,}998\cdot10^{8}\ \text{m s}^{-1}}{656\ \text{nm}}\cdot\frac{1\ \text{nm}}{10^{-9}\ \text{m}} = 3{,}03\cdot10^{-19}\ \text{J}$$

Relacionando la energía total con la energía del fotón:

$$1\ \text{J}\cdot\frac{1\ \text{fotón}}{3{,}03\cdot10^{-19}\ \text{J}} = 3{,}30\cdot10^{18}\ \text{fotones}$$

Ninguna respuesta es correcta.

(Cuestión similar a la propuesta en Oviedo 2002).

3.53. Sabiendo que la energía de enlace N–N es 225 kcal mol^{-1}, la longitud de onda de la radiación necesaria para romper este enlace entre los átomos de nitrógeno es:
a) 127 nm
b) 817 μm
c) 0,492 μm
d) 240 nm

(O.Q.L. Galicia 2018)

La energía necesaria para romper el enlace N–N es:

$$225\,\frac{\text{kcal}}{\text{mol}}\cdot\frac{1\ \text{mol}}{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{enlaces}}\cdot\frac{10^{3}\ \text{cal}}{1\ \text{kcal}}\cdot\frac{4{,}18\ \text{J}}{1\ \text{cal}} = 1{,}56\cdot10^{-18}\ \text{J}$$

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), se puede determinar la longitud de onda de la radiación necesaria para romper ese enlace:

$$E = \frac{h\,c}{\lambda}$$

El valor de la longitud de onda de dicha radiación es:

$$\lambda = \frac{(6{,}626{\cdot}10^{-34}\ \text{J s}) \cdot (2{,}998{\cdot}10^{8}\ \text{m s}^{-1})}{1{,}56{\cdot}10^{-18}\ \text{J}} \cdot \frac{1\ \text{nm}}{10^{-9}\ \text{m}} = 127\ \text{nm}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2006 y otras).

3.54. La energía de ionización del litio es $8{,}60{\cdot}10^{-19}$ J/átomo. ¿Cuál es la longitud de onda mínima de la radiación que se requiere para ionizar un átomo de litio?
a) 321μm
b) 491nm
c) 491μm
d) 231 nm

(O.Q.L. Galicia 2018)

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), se puede determinar la longitud de onda de la radiación necesaria para arrancar el electrón más débilmente atraído en un átomo:

$$E = \frac{h\,c}{\lambda}$$

El valor de la longitud de la radiación necesaria para ionizar el átomo de litio es:

$$\lambda = \frac{(6{,}626{\cdot}10^{-34}\ \text{J s}) \cdot (2{,}998{\cdot}10^{8}\ \text{m s}^{-1})}{8{,}60{\cdot}10^{-19}\ \text{J}} \cdot \frac{1\ \text{nm}}{10^{-9}\ \text{m}} = 231\ \text{nm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 1999).

3.55. Las farolas que tradicionalmente se han usado para el alumbrado público son lámparas de sodio. La típica luz naranja que emiten se corresponde, fundamentalmente, con un doblete de líneas espectrales del sodio, llamadas líneas D, que se sitúan a 589 nm. ¿Cuál es la energía de un mol de fotones con longitud de onda, $\lambda = 589$ nm?
a) $3{,}4{\cdot}10^{-19}$ J mol^{-1}
b) $2{\cdot}10^{7}$ kJ mol^{-1}
c) 48,9 kcal mol^{-1}
d) $2{\cdot}10^{3}$ kcal mol^{-1}

(O.Q.L. Madrid 2018)

La energía correspondiente a un fotón se calcula mediante la ecuación de Planck (1900):

$$E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

El valor de la energía de un fotón emitido por la lámpara de sodio es:

$$E = \frac{(6{,}626{\cdot}10^{-34}\ \text{J s}) \cdot (2{,}998{\cdot}10^{8}\ \text{m s}^{-1})}{589\ \text{nm}} \cdot \frac{1\ \text{nm}}{10^{-9}\ \text{m}} = 3{,}37{\cdot}10^{-19}\ \text{J}$$

La energía de un mol de esos fotones es:

$$E = \frac{3{,}37{\cdot}10^{-19}\ \text{J}}{\text{fotón}} \cdot \frac{6{,}022{\cdot}10^{23}\ \text{fotones}}{1\ \text{mol}} \cdot \frac{1\ \text{kJ}}{10^{3}\ \text{J}} \cdot \frac{1\ \text{kcal}}{4{,}18\ \text{kJ}} = 48{,}6\ \text{kcal mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2003, La Rioja 2004 y otras).

3.56. Si un átomo emite luz con una frecuencia de $4{,}00\cdot10^{14}$ s^{-1}, ¿cuántos cuantos de energía emite?
a) $2{,}65\cdot10^{-19}$ J
b) $3{,}19\cdot10^{-19}$ J
c) $4{,}24\cdot10^{-19}$ J
d) $5{,}30\cdot10^{-19}$ J

(O.Q.L. Extremadura 2020)

La energía asociada a un fotón (cuanto) puede calcularse por medio de la ecuación de Planck (1900):

$$E = h\,\nu$$

El valor del cuanto de energía es:

$$E = (6{,}626\cdot10^{-34}\text{ J s})\cdot(4{,}00\cdot10^{14}\text{ s}^{-1}) = 2{,}65\cdot10^{-19}\text{ J}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.57. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre los rayos X es correcta?
a) Tiene baja frecuencia y alta longitud de onda.
b) Tienen menor energía que los rayos gamma.
c) Es la de menor energía del espectro electromagnético.
d) Es la radiación más energética.

(O.Q.L. Extremadura 2020)

Los rayos X son radiaciones electromagnéticas de muy pequeña longitud de onda y elevada frecuencia y energía, pero menor que la de los rayos gamma.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2004).

3.58. El segundo es una de las siete unidades básicas del Sistema Internacional. Su definición actual depende de la frecuencia de la radiación correspondiente a la transición entre dos niveles hiperfinos del estado fundamental de un átomo de un elemento en concreto. ¿Cuál es este elemento?
a) ^{133}Cs
b) ^{90}Sr
c) ^{235}U
d) ^{1}H

(O.Q.L. Madrid 2020)

El segundo es la unidad de tiempo del S.I. y se define como:

> "la duración de 9.192.631.770 periodos de la radiación correspondiente a la transición entre los dos niveles hiperfinos del estado fundamental del átomo de cesio 133.

La respuesta correcta es la **a**.

3.59. La fluorescencia es un fenómeno de luminiscencia que se da en aquellas moléculas capaces de absorber energía electromagnética, lo que provoca la excitación de los electrones. Para retornar al nivel fundamental, dichos electrones liberan el exceso de energía por mecanismos de desactivación no radiante y radiante, siendo este último lo que se denomina fluorescencia. Sabiendo cómo se produce la fluorescencia, indique la afirmación correcta:
a) La longitud de onda de absorción es mayor que la de emisión.
b) La longitud de onda de emisión es mayor que la de absorción.
c) La longitud de onda de emisión es igual que la de absorción.
d) Solo existe longitud de onda de absorción y no de emisión.

(O.Q.L. Madrid 2020)

Como en la fluorescencia solo se emite, en forma de radiación electromagnética, una parte de la energía absorbida y como la longitud de onda de una radiación es inversamente proporcional a la energía radiada:

$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

se debe cumplir que $\lambda_{\text{emisión}} > \lambda_{\text{absorción}}$.

La respuesta correcta es la **b**.

3.60. La energía para arrancar los electrones de la superficie de un metal es $3{,}319 \cdot 10^{-19}$ J. La longitud de onda umbral del metal es:
a) 200 nm
b) 3000 Å
c) $5 \cdot 10^{14}$ Hz
d) 598,9 nm

(O.Q.L. Preselección Valencia 2020)

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), se puede determinar la longitud de onda de una radiación electromagnética:

$$E = \frac{h\,c}{\lambda}$$

El valor de la longitud de la radiación necesaria para ionizar los átomos de ese metal es:

$$\lambda = \frac{(6{,}626 \cdot 10^{-34}\ \text{J s}) \cdot (2{,}998 \cdot 10^{8}\ \text{m s}^{-1})}{3{,}319 \cdot 10^{-19}\ \text{J}} \cdot \frac{1\ \text{nm}}{10^{-9}\ \text{m}} = 598{,}5\ \text{nm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Galicia 2018).

EL ÁTOMO DE BOHR

4.1. Señale la proposición correcta:
a) La longitud de onda característica de una partícula elemental depende de su carga.
b) La transición $n = 1 \rightarrow n = 3$ en el átomo de hidrógeno requiere más energía que la transición $n = 2 \rightarrow n = 5$.
c) Dos fotones de 400 nm tienen distinta energía que uno de 200 nm.
d) Los fotones de luz visible (500 nm) poseen menor energía que los de radiación infrarroja (10.000 nm).
e) Las energías de los electrones de H y He^+ son iguales si el número cuántico n es el mismo.
f) Cuando un electrón pasa de la primera a la tercera órbita emite energía.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Sevilla 2000) (O.Q.L. Baleares 2013) (O.Q.L. Extremadura 2014) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

a) Falso. La longitud de onda asociada a una partícula se calcula mediante la ecuación propuesta por Louis de Broglie (1924):

$$\lambda = \frac{h}{m\,v} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} m = \text{masa de la partícula} \\ v = \text{velocidad de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

b) **Verdadero**. La energía asociada a una transición electrónica, en kJ, se calcula mediante la expresión de Bohr (1913):

$$\Delta E = 1.312 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Las energías asociadas a las transiciones electrónicas propuestas son:

$$\left.\begin{array}{l} \Delta E_{1\rightarrow 3} = 1.312 \cdot \left(\dfrac{1}{1^2} - \dfrac{1}{3^2} \right) = 1.166 \text{ kJ} \\ \Delta E_{2\rightarrow 5} = 1.312 \cdot \left(\dfrac{1}{2^2} - \dfrac{1}{5^2} \right) = 276 \text{ kJ} \end{array}\right\} \quad \rightarrow \quad \Delta E_{1\rightarrow 3} > \Delta E_{2\rightarrow 5}$$

c) Falso. La energía asociada a un fotón se puede calcular por medio de la ecuación de Planck (1900):

$$E = \frac{h\,c}{\lambda}$$

La energía correspondiente a un fotón de 200 nm es:

$$E_{(200\text{ nm})} = \frac{h\,c}{200}$$

La energía correspondiente a 2 fotones de 400 nm es:

$$2\,E_{(400\text{ nm})} = 2\frac{h\,c}{400} = \frac{h\,c}{200}$$

Como se puede observar:

$$E_{(200\text{ nm})} = 2\,E_{(400\text{ nm})}$$

d) Falso. La energía asociada a un fotón se puede calcular por medio de la ecuación de Planck (1900):

$$E = \frac{h\,c}{\lambda}$$

La energía es inversamente proporcional a la longitud de onda, por lo que un fotón de luz visible (500 nm) tiene mayor energía que un fotón de luz infrarroja (10.000 nm).

e) Falso. Según el modelo de Bohr, la energía correspondiente a un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la ecuación:

$$E\text{ (J)} = -2{,}18 \cdot 10^{-18} \frac{Z^2}{n^2}$$

Las configuraciones electrónicas del H y He^+ son idénticas, $1s^1$, se trata de especies isoelectrónicas en las que $n = 1$, sin embargo, el número atómico Z es diferente para ambas, 1 para el H y 2 para el He.

Las energías de ambas especies son:

$$\left.\begin{array}{l} E_{(H)} = -2{,}18\cdot10^{-18}\dfrac{1^2}{1^2} = -2{,}18\cdot10^{-18}\ J \\ E_{(He^+)} = -2{,}18\cdot10^{-18}\dfrac{2^2}{1^2} = -8{,}72\cdot10^{-18}\ J \end{array}\right\} \quad \rightarrow \quad E_{(He^+)} > E_{(H)}$$

f) Falso. Cuando un electrón salta de una órbita con menor valor de n a otra con mayor valor de n absorbe una energía que se corresponde con una línea en el espectro de absorción.

La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en Extremadura 2014 se cambian algunos datos).

4.2. Uno de los postulados de Bohr establece que:
a) La energía ni se crea ni se destruye, solo se transforma.
b) No puede existir un electrón con los cuatro números cuánticos iguales.
c) Los electrones giran en torno al núcleo en órbitas circulares sin emitir energía radiante.
d) Es imposible conocer simultáneamente la velocidad y posición del electrón.

(O.Q.L. Murcia 1997) (O. Q.L. Murcia 2014) (O.Q.L. Galicia 2018)

El primer postulado de Bohr (1913) establece que:

> "los electrones en sus giros en torno al núcleo no emiten energía y aunque están gobernados por ecuaciones clásicas, solo son posibles las órbitas que cumplen la condición de cuantización".

Su expresión matemática es:

$$m\ v\ r = \frac{n\ h}{2\pi} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} v = \text{velocidad del electrón} \\ m = \text{masa del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ r = \text{radio de la órbita} \end{cases}$$

n es el número cuántico principal que solo puede tomar valores enteros (1, 2, 3,..., ∞) y que indica la órbita en la que se mueve el electrón.

Estas órbitas en las que el electrón no emite energía se llaman estacionarias.

La respuesta correcta es la **c**.

4.3. La energía del electrón del átomo de hidrógeno puede calcularse por medio de la expresión E_n (J) $= 2{,}18\cdot10^{-18}/n^2$, dónde n indica el número cuántico principal. ¿Cuál será la frecuencia de la radiación absorbida para hacer pasar el electrón desde $n = 2$ hasta $n = 4$?
a) 0,082 ciclos s^{-1}
b) $6{,}023\cdot10^{23}$ Hz
c) $6{,}17\cdot10^{14}$ s^{-1}
d) $1{,}09\cdot10^{18}$ Hz

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Preselección 2015)

La energía asociada a una transición electrónica entre dos niveles se calcula mediante la expresión:

$$\Delta E = 2{,}18\cdot10^{-18}\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

La energía absorbida para la transición electrónica $2 \rightarrow 4$ es:

$$\Delta E_{2\rightarrow4} = 2{,}18\cdot10^{-18}\cdot\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2}\right) = 4{,}09\cdot10^{-19}\ J$$

La energía del salto está cuantizada de acuerdo con la expresión propuesta por Planck (1900):

$$\Delta E = h\,\nu$$

El valor de la frecuencia de la radiación absorbida es:

$$\nu = \frac{4{,}09\cdot10^{-19}\ \text{J}}{6{,}626\cdot10^{-34}\ \text{J s}} = 6{,}17\cdot10^{14}\ \text{s}^{-1}\ \text{(Hz)}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.4. El modelo atómico de Bohr se caracteriza, entre otras cosas, porque:
a) Los electrones tienen aceleración a pesar de no variar su energía.
b) Los electrones no tienen aceleración por estar en órbitas estables.
c) Los electrones excitados dejan de estar en órbitas circulares.
d) Los electrones pueden pasar a una órbita superior emitiendo energía.
e) Los electrones tienen la misma velocidad en cualquier órbita.
f) Los electrones tienen una velocidad diferente en cada órbita.
g) Los electrones no tienen energía potencial, solo cinética.
h) Los electrones pueden adoptar cualquier valor de la energía.
i) Los electrones excitados no están descritos por este modelo.
j) Su energía puede tomar cualquier valor.
k) Todo lo anterior es cierto.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. Murcia 2009) (O.Q.L. Murcia 2013) (O.Q.L. Murcia 2016) (O.Q.L. Baleares 2017) (O.Q.L. Murcia 2019)

a) **Verdadero**. En el átomo de hidrógeno, el núcleo atrae al electrón con una fuerza central electrostática de forma que el electrón gira en una órbita circular sin emitir energía (órbita estacionaria).

La expresión matemática para una de estas órbitas es:

$$k\frac{e^2}{r^2} = m\frac{v^2}{r} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} v = \text{velocidad del electrón} \\ e = \text{carga del electrón} \\ m = \text{masa del electrón} \\ k = \text{constante} \\ r = \text{radio de la órbita} \end{cases}$$

El valor v^2/r es la aceleración normal del electrón.

b) Falso. Según se ha justificado en la propuesta anterior.

c) Falso. En el átomo de Bohr solo existen órbitas circulares asociadas al número cuántico principal n.

Si los electrones ganan energía y quedan excitados, saltan a una órbita con mayor energía (n mayor).

d) Falso. Los electrones parar pasar a una órbita superior deben ganar energía. Cuando la emiten caen a una órbita inferior (n menor).

e) Falso. En el átomo de Bohr la velocidad del electrón está cuantizada y solo depende del valor del número cuántico principal n de acuerdo con la expresión:

$$v\ (\text{km s}^{-1}) = \frac{2.220}{n}$$

f) **Verdadero**. Según se ha visto en la propuesta anterior.

g) Falso. Los electrones tienen energía potencial por ser partículas cargadas en el interior del campo eléctrico creado por el núcleo.

h-j) Falso. La energía del electrón en el átomo de Bohr está cuantizada y su valor depende exclusivamente del número cuántico principal n de acuerdo con la expresión:

$$E\ (\text{J}) = -2{,}18\cdot10^{-18}\frac{Z^2}{n^2}$$

i) Falso. Los electrones excitados son los responsables de los saltos electrónicos y, en consecuencia, de la aparición de las rayas en los espectros.

Las respuestas correctas son **a** y **f**.

4.5. Para el átomo de hidrógeno en el estado fundamental la energía del electrón es –13,6 eV, ¿cuál de los siguientes valores corresponde a la energía del electrón para el ion hidrogenoide Li^{2+}?
a) 27,2 eV
b) –27,2 eV
c) –122,4 eV
d) 122,4 eV
e) 10,6 eV

(O.Q.N. Barcelona 2001)

De acuerdo con el modelo de Bohr (1913), la energía total de un electrón del átomo de hidrógeno (eV) en un nivel cuántico se calcula mediante la expresión:

$$E = -13{,}6\frac{Z^2}{n^2}$$

donde Z es el número atómico y n el número cuántico principal que indica el nivel cuántico en el que se encuentra el electrón.

En el caso del Li^{2+} cuya configuración electrónica es $1s^1$, $Z = 3$ y $n = 1$, sustituyendo se obtiene:

$$E = -13{,}6 \cdot \frac{3^2}{1^2} = -122{,}4 \text{ eV}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.6. De acuerdo con el modelo atómico de Bohr:
a) La distancia del núcleo al orbital aumenta con el valor de n.
b) La velocidad del electrón disminuye cuando aumenta el valor de n.
c) El momento angular del electrón $= n\pi/2h$.
d) El electrón al girar tiene tendencia a salirse de la órbita.
e) Todas son correctas.

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Baleares 2002)

a) Falso. De acuerdo con el modelo de Bohr (1913), la ecuación que permite calcular el radio de la órbita, no del orbital, es:

$$r = \frac{h^2\varepsilon_0}{\pi\, m\, e^2} \cdot n^2 \quad \rightarrow \quad \begin{cases} m = \text{masa del electrón} \\ e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \varepsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es n, cuyos valores 1, 2, 3,... determinan el radio de la órbita del electrón. El radio aumenta al aumentar n.

b) **Verdadero**. La velocidad de un electrón en una órbita en el modelo de Bohr (1913) se calcula mediante la expresión:

$$v = \frac{e^2}{2\, h\, \varepsilon_0} \cdot \frac{1}{n} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} v = \text{velocidad del electrón} \\ e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \varepsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es n, cuyos valores 1, 2, 3,... determinan la velocidad del electrón en esa órbita. La velocidad disminuye al aumentar n.

c) Falso. El primer postulado de Bohr (1913) establece que:

> "los electrones en sus giros en torno al núcleo no emiten energía y aunque están gobernados por ecuaciones clásicas, solo son posibles las órbitas que cumplen la condición de cuantización".

Su expresión matemática es:

$$m\,v\,r = n\frac{h}{2\pi} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} v = \text{velocidad del electrón} \\ m = \text{masa del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ r = \text{radio de la órbita} \end{cases}$$

La condición de cuantización es que el momento angular, mvr, es un múltiplo entero de $h/2\pi$.

d) Falso. El electrón gira con aceleración normal constante, por lo que describe una órbita circular alrededor del núcleo.

La respuesta correcta es la **b**.

4.7. Suponga dos átomos de hidrógeno, el electrón del primero está en la órbita de Bohr $n = 1$ y el electrón del segundo está en la órbita de Bohr $n = 3$. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?
a) El electrón en $n = 1$ representa el estado fundamental.
b) El átomo de hidrógeno con el electrón en $n = 3$ tiene mayor energía cinética.
c) El átomo de hidrógeno con el electrón en $n = 3$ tiene mayor energía potencial.
d) El átomo de hidrógeno con el electrón en $n = 3$ es un estado excitado.
e) La energía total del electrón situado en $n = 3$ es superior a la energía del electrón en $n = 1$.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

a) Verdadero. Si el electrón se encuentra en el nivel de energía más bajo, $n = 1$, se encuentra en su estado fundamental.

b) **Falso**. La velocidad de un electrón en una órbita en el modelo de Bohr (1913) se calcula mediante la expresión:

$$v = \frac{e^2}{2\,h\,\varepsilon_0}\cdot\frac{1}{n} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} v = \text{velocidad del electrón} \\ e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \varepsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es n, cuyos valores 1, 2, 3,... determinan la velocidad del electrón en esa órbita. La velocidad y, por consiguiente, la energía cinética del electrón, disminuyen al aumentar n, por lo que la energía cinética en el nivel $n = 3$ es menor que en el nivel $n = 1$.

c) Verdadero. La energía potencial de un electrón en un nivel cuántico en el modelo de Bohr se calcula mediante la expresión:

$$E_p = -\frac{m\,e^4}{4\,h^2\,\varepsilon_0^2}\cdot\frac{1}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} m = \text{masa del electrón} \\ e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \varepsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es n, cuyos valores 1, 2, 3,... determinan la energía potencial del electrón en ese nivel cuántico. La energía aumenta al aumentar n, por lo que la energía cinética en el nivel $n = 3$ es mayor que en el nivel $n = 1$.

d) Verdadero. Si el electrón del átomo de hidrógeno se encuentra en el nivel de energía $n = 3$, se encuentra en un estado excitado.

e) Verdadero. La energía total de un electrón en un nivel cuántico en el modelo de Bohr (1913) se calcula mediante la expresión:

$$E = -\frac{m\,e^4}{8\,h^2\,\varepsilon_0^2}\cdot\frac{1}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} m = \text{masa del electrón} \\ e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \varepsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es n, cuyos valores 1, 2, 3,... determinan la energía del electrón en ese nivel cuántico. La energía aumenta al aumentar n, por tanto, la energía en el nivel $n = 3$ es mayor que en $n = 1$.

La respuesta correcta es la **b**.

4.8. La configuración electrónica que se utiliza habitualmente se basa en distribuir los electrones de un átomo en distintos orbitales (*s*, *p*, *d*, *f*,..) que pertenecen a distintas capas. ¿Qué relación existe entre estos orbitales y las órbitas de Bohr?
a) Órbitas y orbitales son básicamente lo mismo.
b) En ambos, los electrones están girando en torno al núcleo, aunque solo en los orbitales *s* las trayectorias son circulares.
c) La energía del orbital 1*s* del átomo de H coincide con la energía de la primera órbita de Bohr.
d) En las órbitas, los electrones pueden excitarse y pasar a otra superior, mientras que en los orbitales es imposible que ocurra este proceso.

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. Murcia 2014)

a) Falso. Las órbitas son las trayectorias descritas por los electrones alrededor del núcleo en el modelo de Bohr-Sommerfeld y los orbitales son zonas del espacio con una determinada energía en las que existe una elevada probabilidad (> 90 %) de encontrar a un electrón.

b) Falso. No tiene sentido hablar de trayectorias en el modelo de probabilidad o de orbitales.

c) **Verdadero**. Las energías del electrón en la primera órbita de Bohr y del orbital 1s para el átomo de hidrógeno coinciden y su valor es –13,6 eV.

d) Falso. Un estado atómico excitado se obtiene cuando un electrón pasa a una órbita o nivel de energía superior (modelo de Bohr) o bien cuando un electrón salta a un orbital de energía superior (modelo de orbitales).

La respuesta correcta es la **c**.

4.9. La energía del electrón en el estado fundamental para el átomo de hidrógeno es –13,6 eV. ¿Cuál de los siguientes valores puede corresponder a un estado excitado?
a) –3,4 eV
b) –6,8 eV
c) 13,6 eV
d) 27,2 eV

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Madrid 2008)

De acuerdo con el modelo de Bohr (1913), la energía total de un electrón del átomo de hidrógeno (eV) en un nivel cuántico se calcula mediante la expresión:

$$E_n = -\frac{13{,}6}{n^2}$$

El valor correcto de la energía será el que corresponda a un valor entero de n:

$$-3{,}4 = -\frac{13{,}6}{n^2} \quad \rightarrow \quad n = 2 \qquad\qquad -6{,}8 = -\frac{13{,}6}{n^2} \quad \rightarrow \quad n = 1{,}4$$

Los otros dos valores son absurdos ya que se trata de energías positivas.

La respuesta correcta es la **a**.

4.10. El modelo atómico de Bohr plantea, entre otras cosas, que:
a) Los electrones están distribuidos en orbitales llamados *s*, *p*, *d*, *f*, etc.
b) En cada orbital puede haber un máximo de dos electrones.
c) Los electrones giran a velocidad constante.
d) Los electrones saltan de una órbita a otra sin emisión ni absorción de energía.

(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

a) Falso. En el modelo de Bohr los electrones giran en órbitas circulares, no en orbitales.

b) **Verdadero**. Se trata del principio de exclusión de Pauli (1925) expresado de forma incompleta.

c) Falso. La velocidad de un electrón en una órbita en el modelo de Bohr (1913) se calcula mediante la expresión:

$$v = \frac{e^2}{2\,h\,\varepsilon_0}\cdot\frac{1}{n} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \varepsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es n, cuyos valores 1, 2, 3,… determinan la velocidad del electrón en esa órbita. La velocidad disminuye al aumentar n.

d) Falso. Contradice el segundo postulado de Bohr (1913) que dice:

> "los electrones al girar en órbitas estacionarias no emiten energía, pero cuando un electrón salta entre dos niveles cuánticos absorbe o emite una energía en forma de radiación electromagnética que es igual a la diferencia de energía, $h\nu$, existente entre los dos niveles en los que tiene lugar la transición".

La respuesta correcta es la **b**.

4.11. De acuerdo con el modelo atómico de Bohr, cuando un átomo de hidrógeno recibe radiación electromagnética:
a) Puede producirse un aumento de la velocidad del electrón sin cambiar de órbita.
b) Puede producirse una disminución de la velocidad del electrón sin cambiar de órbita.
c) Puede obtenerse un átomo que tenga un electrón en la cuarta órbita.
d) El electrón no se verá afectado en su estado de ninguna forma.

(O.Q.L. Murcia 2005)

a-b) Falso. La velocidad de un electrón en una órbita en el modelo de Bohr (1913) se calcula mediante la expresión:

$$v = \frac{e^2}{2\,h\,\varepsilon_0}\cdot\frac{1}{n} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \varepsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es n, cuyos valores 1, 2, 3,… determinan la velocidad del electrón en esa órbita. La velocidad disminuye al aumentar n.

c) **Verdadero**. Si la radiación electromagnética tiene la energía suficiente, puede obtenerse un átomo excitado con un electrón en la cuarta órbita o cuarto nivel cuántico de energía.

d) Falso. Según lo expresado en el apartado a).

La respuesta correcta es la **c**.

4.12. El modelo atómico de Bohr:
a) Justifica la fórmula de Balmer para el espectro del hidrógeno.
b) Indica que cuando $n = 2$ se pueden encontrar orbitales *s* y *p*.
c) Explica que en el orbital 3*s* del K los electrones giran alrededor del núcleo.
d) Se desarrolla enteramente dentro de la mecánica clásica.

(O.Q.L. Murcia 2006)

a) **Verdadero**. El modelo atómico propuesto por Bohr (1913) permite obtener la ecuación con la que se puede calcular la longitud de onda correspondiente a las líneas del espectro del hidrógeno:

$$\frac{1}{\lambda} = R_\mathrm{H}\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right) \quad \rightarrow \quad \begin{cases} R_\mathrm{H} = \text{constante de Rydberg} \\ n_1 = 2 \text{ (para la serie de Balmer)} \end{cases}$$

Los resultados obtenidos con esta ecuación son concordantes con los obtenidos por Balmer (1885) con su ecuación semiempírica:

$$\lambda = \frac{3.645{,}6}{n^2 - 4} \quad \rightarrow \quad n \geq 3$$

b-c) Falso. En el modelo de Bohr los electrones giran en órbitas circulares, no en orbitales.

d) Falso. El modelo de Bohr se basa en la teoría cuántica de Planck cuya constante aparece en todas las ecuaciones del modelo.

La respuesta correcta es la **a**.

4.13. En el átomo de hidrógeno, ¿cuál de las siguientes transiciones electrónicas emite menor energía?
a) Desde $n = 2$ a $n = 1$
b) Desde $n = 4$ a $n = 2$
c) Desde $n = 6$ a $n = 4$
d) Desde $n = 6$ a $n = 2$
e) Desde $n = 6$ a $n = 3$

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Sevilla 2010)

De acuerdo con el modelo de Bohr (1913), la energía (kJ mol^{-1}) asociada a una transición electrónica entre dos niveles cuánticos del átomo de hidrógeno se calcula mediante la expresión:

$$\Delta E = 1.312\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

Por tratarse de energía emitida, el signo de todas ellas debe ser negativo.

Corresponde menor energía a la transición que tenga mayor valor de n_1 y menor de n_2, manteniendo la condición de que $n_1 < n_2$, es decir, la transición en la que el paréntesis tenga menor valor.

Transición	$\left({}^{1}/_{n_1^2} - {}^{1}/_{n_2^2}\right)$
$2 \rightarrow 1$	0,750
$4 \rightarrow 2$	0,188
$6 \rightarrow 4$	0,0347
$6 \rightarrow 2$	0,222
$6 \rightarrow 3$	0,083

Se trata de la transición electrónica $6 \rightarrow 4$ cuya energía es:

$$\Delta E_{6\rightarrow 4} = 1.312 \text{ kJ} \cdot 0{,}0347 = 45{,}5 \text{ kJ}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.14. Bohr, en su modelo atómico, establece que:
a) Un átomo emite una radiación cuando está en un estado estacionario.
b) Un átomo emite un electrón cuando experimenta una transición a un estado fundamental.
c) Nada más se emite una radiación cuando el átomo experimenta una transición de un estado estacionario a otro de mayor energía.
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Baleares 2006)

a) Falso. Un átomo que está en un estado estacionario no emite ni absorbe energía, solo lo hace cuando pasa de un estado estacionario a otro distinto.

b) Falso. Si un átomo cuando pasa de un estado estacionario a su estado fundamental o de mínima energía, emite la diferencia de energía entre ambos estados o niveles de energía en forma de radiación electromagnética.

c) Falso. Si un átomo pasa de un estado estacionario a otro estado estacionario de mayor energía, absorbe la diferencia de energía entre ambos estados o niveles de energía en forma de radiación electromagnética.

La respuesta correcta es la **d**.

4.15. La longitud de onda de la luz absorbida en una transición electrónica de $n = 2$ a $n = 5$ en un átomo de hidrógeno es:
a) 434,1 nm
b) $6{,}38\cdot10^{7}$ m
c) 460 nm
d) 1.100 nm
(Dato. $R_H = 2{,}179\cdot10^{-18}$ J).

(O.Q.L. Madrid 2006)

De acuerdo con el modelo de Bohr (1913), la ecuación que permite calcular la longitud de onda correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico es:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

Cambiando la constante de Rydberg, R_H, a las unidades adecuadas:

$$R_H = \frac{2{,}179\cdot10^{-18}\ \text{J}}{(6{,}626\cdot10^{-34}\ \text{J s})\cdot(2{,}998\cdot10^{8}\ \text{m s}^{-1})} = 1{,}097\cdot10^{7}\ \text{m}^{-1}$$

Los valores del número de ondas y de la longitud de onda son, respectivamente:

$$\frac{1}{\lambda} = 1{,}097\cdot10^{7}\ \text{m}^{-1}\cdot\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2}\right) = 2{,}304\cdot10^{6}\ \text{m}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{2{,}304\cdot10^{6}\ \text{m}^{-1}}\cdot\frac{1\ \text{nm}}{10^{-9}\ \text{m}} = 434{,}1\ \text{nm}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.16. En el átomo de hidrógeno las energías de los distintos niveles según nos alejamos del núcleo son:
a) −13,6 eV; −3,4 eV; −1,5 eV
b) −13,6 eV; −54,4 eV; −122,4 eV
c) 13,6 eV; 3,4 eV; 1,51 eV
d) −13,6 eV; −6,8 eV; −3,4 eV
e) 13,6 eV; 54,4 eV; 122,4 eV

(O.Q.N. Córdoba 2007)

De acuerdo con el modelo de Bohr (1913), la energía total de un electrón del átomo de hidrógeno (eV) en un nivel cuántico se calcula mediante la expresión:

$$E_n = -\frac{13{,}6}{n^2}$$

Los valores de la energía para los tres primeros niveles cuánticos son, respectivamente:

$$E_1 = -\frac{13{,}6}{1^2} = -13{,}6\ \text{eV} \qquad E_2 = -\frac{13{,}6}{2^2} = -3{,}4\ \text{eV} \qquad E_3 = -\frac{13{,}6}{3^2} = -1{,}5\ \text{eV}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.17. De acuerdo con el modelo atómico de Bohr, cuando un átomo de hidrógeno recibe radiación electromagnética:
a) Se puede obtener un átomo que tenga un electrón en la cuarta órbita.
b) Se puede producir un aumento de la velocidad del electrón sin cambiar de órbita.
c) Se puede producir una disminución de la velocidad de electrón sin cambiar de órbita.
d) El electrón no se verá afectado en su estado de ninguna manera.

(O.Q.L. Baleares 2007)

a) **Verdadero**. Si el átomo absorbe la suficiente energía puede pasar al nivel cuántico u órbita adecuado.

b-c) Falso. Si el átomo absorbe la suficiente energía puede pasar al nivel cuántico u órbita adecuado con lo que su velocidad disminuye, ya que, según el modelo de Bohr (1913), la velocidad de un electrón en un determinado nivel varía según la ecuación:

$$v = \frac{e^2}{2\,h\,\varepsilon_0}\cdot\frac{1}{n} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \varepsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

d) Falso. Si el átomo absorbe energía pasa a estar en un estado excitado.

La respuesta correcta es la **a**.

4.18. Se conoce como efecto Zeeman el desdoblamiento que se produce de las líneas originales de un espectro de emisión en presencia de un campo magnético. Este hecho experimental no queda descrito por el modelo atómico de Bohr. Sommerfeld perfeccionó este modelo:
a) Considerando el peso atómico del átomo para calcular la velocidad de los protones.
b) Incluyendo la cuantización de la energía en el modelo atómico de Bohr.
c) Aumentando hasta tres los números cuánticos necesarios para describir un átomo.
d) Incluyendo la posibilidad de que las órbitas fuesen elípticas.
e) Introduciendo la velocidad de giro en las órbitas.
f) Aplicando un modelo hiperdimensional en capas.
g) Demostrando que los protones también se mueven alrededor del núcleo.

(O.Q.L. Murcia 2007) (O.Q.L. Murcia 2012)

Para poder explicar la existencia de más líneas en los espectros, es decir, la posibilidad de más saltos electrónicos es preciso que haya más "sitios" entre los que saltar.

El modelo de Bohr (1913) postula solo la posibilidad de saltos electrónicos entre niveles de energía con lo que el número de líneas en el espectro es menor que el que aparece con el efecto Zeeman (1896). Cada nivel de energía se corresponde con una órbita circular que se identifica con un valor del número cuántico principal n.

A. Sommerfeld (1916) propone que los niveles de energía pueden constar de varios subniveles de energía lo que sí permite mayor número de líneas en el espectro al existir la posibilidad de un mayor número de saltos entre subniveles de energía. Cada subnivel de energía se corresponde con una órbita elíptica que se identifica con un valor del número cuántico del momento angular orbital, l.

La respuesta correcta es la **d**.

4.19. Uno de los grandes éxitos del modelo atómico de Bohr fue explicar, por primera vez, de forma satisfactoria:
a) La cuantización de la energía.
b) El espectro de emisión del H.
c) La estructura de los átomos con un modelo planetario.
d) La existencia de iones.

(O.Q.L. Murcia 2007)

N. Bohr (1913), con su modelo atómico obtiene una ecuación que explica satisfactoriamente la posición de las rayas en el espectro de emisión del átomo de hidrógeno. Esta ecuación concuerda con las obtenidas de forma semiempírica por espectroscopistas como J. Balmer (1885) y F. Paschen (1908).

$$\frac{1}{\lambda} = R_{\mathrm{H}}\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.20. Según el modelo atómico de Bohr, el electrón del átomo de hidrógeno está situado en unas determinadas "orbitas estacionarias" en las que se cumple que $m_e v\, r = nh/2\pi$, siendo m_e, v, r y n, la masa del electrón, su velocidad, el radio de la órbita y el número cuántico principal, respectivamente. Además, en esas órbitas la fuerza de atracción entre el protón y el electrón es igual a la masa del electrón por su aceleración normal, es decir:

$$k\frac{e^2}{r^2} = m_e\frac{v^2}{r}$$

siendo e la carga del electrón y k la constante de Coulomb. Con estos datos, puede demostrarse que a medida que n aumenta:
a) La velocidad del electrón y el radio de la órbita aumentan.
b) La velocidad del electrón y el radio de la órbita disminuyen.
c) La velocidad del electrón aumenta y el radio de la órbita disminuye.
d) El radio de la órbita aumenta y la velocidad del electrón disminuye.
e) El radio de la órbita aumenta y la velocidad del electrón se mantiene constante.

(O.Q.N. Castellón 2008)

Combinando la ecuación correspondiente al primer postulado de Bohr (1913) y la ecuación de Rutherford (1907) que relaciona la fuerza nuclear con la aceleración normal del electrón, se obtienen dos ecuaciones que proporcionan el radio de la órbita y la velocidad del electrón en la misma en función de una serie de constantes y del número cuántico principal:

$$r = \frac{h^2}{4\,k\,\pi^2\,m_e\,e^2}\cdot n^2$$

como se observa, el radio de la órbita aumenta a medida que n aumenta.

$$v_e = \frac{2\,k\,\pi\,e^2}{h}\cdot\frac{1}{n}$$

como se observa, la velocidad del electrón en la órbita disminuye a medida que n aumenta.

La respuesta correcta es la **d**.

4.21. Indique cuál de las siguientes afirmaciones sobre la teoría atómica de Bohr es cierta:
a) El electrón no se mueve alrededor del núcleo.
b) Al electrón solamente le está permitido moverse en la órbita de menor radio.
c) La transición del electrón entre distintas órbitas genera las líneas espectrales.
d) La longitud de onda de las líneas espectrales es directamente proporcional a la constante de Planck.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

a-b) Falso. De acuerdo con el primer postulado de Bohr (1913), el electrón se mueve en orbitales circulares alrededor del núcleo. Estas órbitas, llamadas estacionarias cumplen la condición de cuantización de que el momento angular del electrón en ellas es un múltiplo entero de la constante de Planck.

c) **Verdadero**. Las transiciones electrónicas entre órbitas llevan asociada la absorción o emisión de energía, en forma de radiación electromagnética, que se corresponde con las diferentes líneas del espectro atómico y que pueden ser agrupadas en las llamadas series espectrales.

d) Falso. La diferencia de energía correspondiente a un salto electrónico (una línea en el espectro) es inversamente proporcional a la longitud de onda:

$$\Delta E = h\,\nu = \frac{h\,c}{\lambda}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.22. El modelo atómico de Bohr explica de forma satisfactoria:
a) Los niveles energéticos del átomo de Cu.
b) La energía de ionización del H.
c) La utilidad de tres números cuánticos en la descripción de un átomo.
d) El peso atómico de un átomo.

(O.Q.L. Murcia 2008)

N. Bohr (1913), con su modelo atómico obtiene una ecuación que explica satisfactoriamente la posición de las líneas en el espectro del hidrógeno. Cada línea se corresponde con un salto electrónico y, cuando este salto es el que se registra entre el estado fundamental, $n_1 = 1$, y $n_2 = \infty$, la energía necesaria para el mismo es la energía de ionización.

Combinando las siguientes ecuaciones:

$$\left.\begin{array}{r} \dfrac{1}{\lambda} = R_\mathrm{H}\left(\dfrac{1}{n_1^2} - \dfrac{1}{n_2^2}\right) \\ \Delta E = \dfrac{h\,c}{\lambda} \end{array}\right\} \quad \rightarrow \quad \Delta E = h\,c\,R_\mathrm{H}\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right) \quad \rightarrow \quad E_\mathrm{i}(\mathrm{H}) = h\,c\,R_\mathrm{H}$$

El valor de la energía de ionización es:

$$E_\mathrm{i}(\mathrm{H}) = (6{,}626{\cdot}10^{-34}\ \mathrm{J\ s}) \cdot \left(2{,}998{\cdot}10^{8}\ \mathrm{m\ s^{-1}}\right) \cdot \left(1{,}097{\cdot}10^{7}\ \mathrm{m^{-1}}\right) \cdot \frac{1\ \mathrm{eV}}{1{,}602{\cdot}10^{-19}\ \mathrm{J}} = 13{,}60\ \mathrm{eV}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.23. La transición electrónica que ha tenido lugar en un átomo de hidrógeno da lugar a una línea en el espectro de frecuencia 10^{14} Hz. ¿Cuál sería la frecuencia para el ion hidrogenoide Li^{2+}, para misma transición electrónica?
a) La misma.
b) $3{\cdot}10^{14}$ Hz
c) $4{\cdot}10^{14}$ Hz
d) $9{\cdot}10^{14}$ Hz

(O.Q.L. Madrid 2009)

Según el modelo de Bohr (1913), la energía, en J, correspondiente a un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la ecuación:

$$E = -2{,}18{\cdot}10^{-18}\,\frac{Z^2}{n^2}$$

donde Z es el número atómico y n el número cuántico principal que indica el nivel cuántico en el que se encuentra el electrón. Esta ecuación solo es aplicable a átomos hidrogenoides, es decir, los que tienen solo un electrón.

Li^{2+} ($Z = 3$) y H ($Z = 1$) tienen la misma configuración electrónica, $1s^1$. Son especies isoelectrónicas, es decir que tienen el mismo número de electrones. Relacionando sus energías se obtiene:

$$\frac{E_{\mathrm{Li}^{2+}}}{E_\mathrm{H}} = \frac{-2{,}18{\cdot}10^{-18} \cdot \dfrac{3^2}{1^2}}{-2{,}18{\cdot}10^{-18} \cdot \dfrac{1^2}{1^2}} = 9$$

De acuerdo con la ecuación propuesta, la energía del nivel cuántico del Li^{2+} es 9 veces la correspondiente al H. Teniendo en cuenta que la frecuencia asociada a una transición electrónica es directamente proporcional a la energía de la mismo, $\Delta E = h\,\nu$, entonces si la frecuencia de la transición para el H es 10^{14} Hz, para la transición del Li^{2+} será $9{\cdot}10^{14}$ Hz.

La respuesta correcta es la **d**.

4.24. La energía en el estado fundamental del átomo de hidrógeno es:
a) $-7{,}27{\cdot}10^{-25}$ J
b) $-2{,}179{\cdot}10^{-11}$ J
c) $-5{,}45{\cdot}10^{-18}$ J
d) $5{,}45{\cdot}10^{-18}$ J
e) $-2{,}179{\cdot}10^{-18}$ J

(O.Q.N. Sevilla 2010)

De acuerdo con el modelo de Bohr (1913), combinando las ecuaciones de la energía del átomo de hidrógeno y de la constante de Rydberg se obtiene la siguiente expresión para la energía de un nivel cuántico:

$$\left.\begin{array}{l} E = -\dfrac{m\,e^4}{8\,h^2\,\varepsilon_0^2}\cdot\dfrac{1}{n^2} \\ \\ R_\mathrm{H} = \dfrac{m\,e^4}{8\,h^3\,c\,\varepsilon_0^2} \end{array}\right\} \quad \rightarrow \quad E = -\frac{h\,c\,R_\mathrm{H}}{n^2}$$

El estado fundamental o de mínima energía del átomo de hidrógeno se corresponde con $n = 1$. El valor de la energía para el mismo es:

$$E = -\frac{(6{,}626{\cdot}10^{-34}\ \mathrm{J\ s})\cdot(2{,}998{\cdot}10^{8}\ \mathrm{m\ s^{-1}})\cdot(1{,}097{\cdot}10^{7}\ \mathrm{m^{-1}})}{1^2} = -2{,}179{\cdot}10^{-18}\ \mathrm{J}$$

La respuesta correcta es la **e**.

4.25. El modelo atómico de Bohr explica de forma satisfactoria:
a) La distribución de electrones en el átomo de Cl.
b) La diferente velocidad del electrón del H en cada órbita.
c) La afinidad electrónica del Li.
d) El espectro de emisión del Na.

(O.Q.L. Murcia 2010)

La velocidad de un electrón del átomo de hidrógeno en una órbita en el modelo de Bohr (1913) se calcula mediante la expresión:

$$v = \frac{e^2}{2\,h\,\varepsilon_0}\cdot\frac{1}{n} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \varepsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es n, cuyos valores 1, 2, 3,... determinan la velocidad del electrón en esa órbita. La velocidad disminuye al aumentar n.

La respuesta correcta es la **b**.

4.26. En el modelo atómico de Bohr:
a) Existen cuatro orbitales atómicos.
b) Las órbitas en las que gira el electrón están cuantizadas por el número cuántico n.
c) El electrón solo puede girar en órbitas estacionarias en las que puede absorber o emitir energía.
d) Para que un electrón salte de un orbital a otro dentro del mismo nivel energético debe absorber energía.

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

a-d) Falso. El modelo atómico de Bohr (1913) no utiliza los orbitales atómicos.

b) **Verdadero**. El primer postulado de Bohr establece que:

> "los electrones en sus giros en torno al núcleo no emiten energía y aunque están gobernados por ecuaciones clásicas, solo son posibles las órbitas que cumplen la condición de cuantización".

Su expresión matemática es:

$$m\,v\,r = \frac{n\,h}{2\pi} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} v = \text{velocidad del electrón} \\ m = \text{masa del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ r = \text{radio de la órbita} \end{cases}$$

n es el número cuántico principal que solo puede tomar valores enteros (1, 2, 3,..., ∞) y que indica la órbita en la que se mueve el electrón.

Estas órbitas en las que el electrón no emite energía se llaman estacionarias.

c) Falso. Según se ha justificado en el apartado anterior.

La respuesta correcta es la **b**.

4.27. El modelo atómico de Bohr plantea, entre otras cosas, que:
a) Los electrones están distribuidos en orbitales llamados *s*, *p*, *d*, *f*, etc.
b) El número de electrones en un orbital depende del valor de *n*.
c) Los electrones giran alrededor del núcleo a velocidad constante.
d) Los electrones cuando giran alrededor del núcleo no sufren aceleración.

(O.Q.L. Murcia 2011)

a-b) Falso. En el átomo de Bohr (1913), los electrones giran en órbitas circulares, no existen orbitales.

c) **Verdadero**. La velocidad de un electrón en una órbita en el modelo de Bohr (1913) se calcula mediante la expresión:

$$v = \frac{e^2}{2\,h\,\varepsilon_0} \cdot \frac{1}{n} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \varepsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es n, cuyos valores 1, 2, 3,... determinan la velocidad constante del electrón en una órbita.

d) Falso. En el átomo de hidrógeno, el núcleo atrae al electrón con una fuerza central electrostática de forma que el electrón gira en una órbita circular sin emitir energía (órbita estacionaria).

En estas órbitas se cumple la condición propuesta por la mecánica clásica:

$$k\frac{e^2}{r^2} = m\frac{v^2}{r} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} v = \text{velocidad del electrón} \\ e = \text{carga del electrón} \\ m = \text{masa del electrón} \\ k = \text{constante} \\ r = \text{radio de la órbita} \end{cases}$$

El valor v^2/r es la aceleración normal del electrón.

La respuesta correcta es la **c**.

4.28. El concepto de órbita en el modelo atómico de Bohr se define como:
a) La región del espacio más cercana al núcleo en la que se encuentra el electrón.
b) La densidad de carga repartida alrededor del núcleo.
c) Una zona del átomo donde es más probable encontrar al electrón.
d) Una trayectoria circular o elíptica en la que se mueven girando los electrones alrededor del núcleo.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

El primer postulado de Bohr (1913) establece que:

> "los electrones en sus giros en torno al núcleo no emiten energía y aunque están gobernados por ecuaciones clásicas, solo son posibles las órbitas que cumplen la condición de cuantización".

Estas órbitas denominadas estacionarias son circulares y están caracterizadas por un número entero denominado número cuántico principal. Las órbitas elípticas son introducidas por Sommerfeld (1916) para corregir el modelo propuesto por Bohr.

La respuesta correcta es la **d**.

4.29. De las siguientes proposiciones, referentes a la teoría de Bohr para el átomo de hidrógeno, señale la que considere correcta:
a) Las órbitas del electrón son circulares y pueden tener cualquier radio.
b) Cuando un electrón se mueve alrededor del núcleo, lo hace emitiendo energía.
c) El electrón puede tener cualquier energía. La diferencia entre dos niveles energéticos es siempre constante.
d) Para que un electrón pase de una órbita a otra ha de absorber o emitir energía.

(O.Q.L. Baleares 2012)

a) Falso. En el átomo de Bohr (1913) solo existen órbitas circulares llamadas "estacionarias" en las que se cumple la condición:

$$m\,v\,r = \frac{n\,h}{2\pi} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} m = \text{masa del electrón} \\ v = \text{velocidad del electrón} \\ r = \text{radio de la órbita} \\ h = \text{constante de Planck} \\ n = \text{nº cuántico principal} \end{cases}$$

En el átomo de hidrógeno, el núcleo atrae al electrón con una fuerza central electrostática de forma que el electrón gira en una órbita circular sin emitir energía (órbita estacionaria).

b) Falso. De acuerdo con el segundo postulado de Bohr, en las órbitas "estacionarias" el electrón gira en torno al núcleo sin emitir energía.

c) Falso. La energía del electrón en el átomo de Bohr está cuantizada y su valor depende exclusivamente del número cuántico principal n que solo puede tomar valores de números enteros. Además, la diferencia de energía entre dos niveles consecutivos no es constante ya que la energía de un nivel se calcula de acuerdo con la expresión:

$$E = -\frac{k}{n^2}$$

d) **Verdadero**. Cuando los electrones saltan a una órbita superior absorben energía y la emiten cuando caen a una órbita inferior.

La respuesta correcta es la **d**.

4.30. Referido al modelo para el átomo de hidrógeno, propuesto en 1913 por el científico atómico Niels Bohr, ¿cuál de las siguientes proposiciones no es cierta?
a) Utiliza ideas cuánticas.
b) Permite justificar que los espectros son discontinuos.
c) Los radios de las órbitas permitidas son proporcionales al número cuántico principal *n*.
d) Se basa en el modelo de átomo nuclear de E. Rutherford.
e) El momento angular de las órbitas permitidas es proporcional al número cuántico principal *n*.

(O.Q.L. Madrid 2015)

a) Cierto. En todas las ecuaciones del modelo de Bohr (1913) aparece la constante de Planck, h.

b) Cierto. El segundo postulado de Bohr dice que:

> "los electrones al girar en órbitas estacionarias no emiten energía, pero cuando un electrón salta entre dos niveles cuánticos absorbe o emite una energía en forma de radiación electromagnética que es igual a la diferencia de energía, $h\nu$, existente entre los dos niveles en los que tiene lugar la transición".

Por este motivo, los espectros atómicos son discontinuos.

c) Cierto. De acuerdo con el modelo de Bohr, la ecuación que permite calcular el radio de la órbita es:

$$r = \frac{h^2 \varepsilon_0}{\pi\, m\, e^2} \cdot n^2 \quad \rightarrow \quad \begin{cases} m = \text{masa del electrón} \\ e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \varepsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es n, cuyos valores 1, 2, 3,... determinan el radio de la órbita del electrón.

d) **Falso**. El modelo de Rutherford (1911) establece que el electrón puede girar a cualquier distancia del núcleo y, por ello, tener cualquier valor de la energía.

e) Cierto. El primer postulado de Bohr establece que:

> "los electrones en sus giros en torno al núcleo no emiten energía y aunque están gobernados por ecuaciones clásicas, solo son posibles las órbitas que cumplen la condición de cuantización".

Su expresión matemática es:

$$m\, v\, r = \frac{n\, h}{2\pi} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} m = \text{masa del electrón} \\ v = \text{velocidad del electrón} \\ r = \text{radio de la órbita} \\ h = \text{constante de Planck} \\ n = \text{nº cuántico principal} \end{cases}$$

La condición de cuantización es que el momento angular, mvr, es un múltiplo entero de $h/2\pi$.

La respuesta correcta es la **d**.

4.31. En relación a los modelos atómicos, indique cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera:
a) El modelo atómico planteado por E. Rutherford puede justificarse sin necesidad de recurrir a la fuerza nuclear fuerte.
b) El modelo atómico planteado por J.J. Thomson permite justificar el comportamiento de las partículas α al intentar atravesar una delgada lámina de oro.
c) En el modelo atómico de Rutherford, la energía de los electrones es inversamente proporcional al cuadrado del número *n*.
d) En el modelo atómico de Bohr, la velocidad de los electrones es inversamente proporcional al número *n*.

(O.Q.L. Madrid 2018) (O.Q.L. Baleares 2019)

a) Falso. El núcleo atómico fue propuesto por E. Rutherford para explicar el experimento de la dispersión de las partículas α por finas láminas de oro. Su propuesta era que el núcleo, de tamaño muy pequeño, contenía toda la carga positiva. Esta suposición era imposible de explicar sin la existencia de la fuerza nuclear fuerte que era la responsable vencer la repulsión electromagnética entre los protones con carga positiva y mantenerlos unidos dentro del núcleo atómico y, además, haciendo que los neutrones, sin carga eléctrica, estuvieran unidos entre sí y con los protones.

b) Falso. El experimento de dispersión de partículas α por finas láminas de oro fue realizado por H. Geiger y E. Marsden (1907), colaboradores de E. Rutherford.

c) Falso. El modelo nuclear de E. Rutherford no hace ninguna referencia al número cuántico principal n.

d) **Verdadero**. En el átomo de Bohr la velocidad del electrón está cuantizada y solo depende del valor del número cuántico principal n de acuerdo con la expresión:

$$v\ (\text{km s}^{-1}) = \frac{2.220}{n}$$

La velocidad disminuye al aumentar n.

La respuesta correcta es la **d**.

4.32. En un átomo, cuando un electrón pasa desde un determinado nivel de energía a otro nivel más alejado del núcleo:
a) Se emite energía.
b) Se absorbe energía.
c) No hay ningún cambio de energía.
d) Se emite luz.

(O.Q.L. Valencia 2018) (O.Q.L. Jaén 2019)

Según el modelo de Bohr (1913), la energía correspondiente a un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la ecuación:

$$E = -k\frac{Z^2}{n^2}$$

Cuando un electrón salta de un nivel con determinado valor de n a otro más alejado del núcleo que, por tanto, tiene mayor valor de n, se obtiene que $\Delta E > 0$, lo que quiere decir que se absorbe energía.

La respuesta correcta es la **b**.

4.33. El átomo de hidrógeno contiene un único electrón, aunque existen otras especies atómicas ionizadas con número de carga nuclear Z aunque también pueden tener un solo electrón. La energía de sus niveles electrónicos se reproduce adecuadamente con la expresión general:

$$E_n = -hc\frac{R_H\, Z^2}{n^2}$$

donde R_H es la constante de Rydberg (1.096.916,477 m^{-1}) y n, el número cuántico principal. ¿Cuál será la energía requerida para promover el electrón desde el estado fundamental del átomo de hidrógeno hasta el primer estado excitado?
a) –13,6 eV
b) 13,6 eV
c) –10,2 eV
d) 10,2 eV

(O.Q.N. Santander 2019)

La ecuación propuesta pertenece al modelo de Bohr (1913), y el valor de la energía para el salto electrónico desde $n = 1$ a $n = 2$ es:

$$\Delta E = -\left(\frac{1}{2^2} - 1\right) \cdot (6{,}626{\cdot}10^{-34}\ \text{J s}) \cdot (2{,}998{\cdot}10^{8}\ \text{m s}^{-1}) \cdot (1.096.916{,}477\ \text{m}^{-1}) = 1{,}634{\cdot}10^{-19}\ \text{J}$$

Cambiando las unidades de la energía a eV:

$$\Delta E = 1{,}634{\cdot}10^{-19}\ \text{J} \cdot \frac{1\ \text{eV}}{1{,}602{\cdot}10^{-19}\ \text{J}} = 1{,}020\ \text{eV}$$

Ninguna respuesta es correcta.

4.34. El modelo atómico de Bohr se acepta en la actualidad como el modelo más adecuado:
a) Para describir el átomo de hidrógeno, aunque no el resto.
b) Para describir todos los átomos hidrogenoides (es decir, que tengan 1 solo electrón).
c) Siempre que se introduzca la modificación de las órbitas elípticas.
d) En ningún caso, ya que su interés es solo histórico y pedagógico.

(O.Q.L. Murcia 2020)

La limitación del modelo atómico propuesto por Bohr (1913) es que solo era válido para átomos hidrogenoides.

La respuesta correcta es la **b**.

5. DUALIDAD ONDA-PARTÍCULA. DE BROGLIE

5.1. ¿Cuándo será más fácilmente observable el comportamiento ondulatorio de una partícula?
a) Cuando la masa y la velocidad son pequeñas.
b) Cuando la masa y la velocidad son grandes.
c) Cuando la masa es grande y la velocidad pequeña.
d) Cuando la partícula está en reposo.

(O.Q.L. Asturias 1999)

Louis de Broglie (1924) propuso la dualidad onda-partícula relacionando el momento lineal de una partícula (siempre que $v << c$) y la longitud de la onda electromagnética asociada a la misma por medio de la ecuación:

$$\lambda = \frac{h}{m\,v} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} m = \text{masa de la partícula} \\ v = \text{velocidad de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

Siempre que se cumpla que la masa y la velocidad de la partícula sean pequeñas se podrá detectar la onda electromagnética asociada y medir su longitud. Por ejemplo, un electrón ($m = 9{,}1 \cdot 10^{-31}$ kg) que se mueve a una velocidad de 1.515 m s^{-1} lleva asociada una onda electromagnética de color azul ($\lambda = 480$ nm).

La respuesta correcta es la **a**.

5.2. Si la longitud de onda asociada a un electrón de energía cinética 20 eV y la longitud de onda asociada a otro electrón de energía cinética 2.000 eV, ¿qué relación guardan ambas longitudes onda?
a) 1/100
b) 1/50
c) 1
d) 10

(O.Q.L. Asturias 1999)

De Broglie (1924) propuso la dualidad onda-partícula relacionando el momento lineal de una partícula (siempre que $v << c$) y la longitud de la onda electromagnética asociada a la misma por medio de la ecuación:

$$\lambda = \frac{h}{m\,v} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} m = \text{masa de la partícula} \\ v = \text{velocidad de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

La ecuación que proporciona la velocidad que lleva un electrón que se mueve con determinada energía cinética es:

$$v = \left(\frac{2E}{m}\right)^{½}$$

Sustituyendo para ambas ondas el valor de la velocidad en la ecuación de de Broglie:

$$\lambda_{(20\text{ eV})} = \frac{h}{m\left(\frac{2 \cdot 20}{m}\right)^{½}} \qquad \lambda_{(2.000\text{ eV})} = \frac{h}{m\left(\frac{2 \cdot 2.000}{m}\right)^{½}}$$

Relacionando ambas expresiones entre sí:

$$\frac{\lambda_{(20\text{ eV})}}{\lambda_{(2.000\text{ eV})}} = \frac{\dfrac{h}{m\left(\frac{2 \cdot 20}{m}\right)^{½}}}{\dfrac{h}{m\left(\frac{2 \cdot 2.000}{m}\right)^{½}}} = 10$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.3. Calcule la longitud de onda de de Broglie asociada a una pelota de 125 g de masa y que lleva una velocidad de 90 m s^{-1}.
a) 0,59 m
b) $5{,}9\cdot10^{-31}$ m
c) $5{,}9\cdot10^{-35}$ m
d) 590 nm
e) $1{,}7\cdot10^{34}$ m

(O.Q.N. Oviedo 2002)

La ecuación propuesta por de Broglie (1924) relaciona el momento lineal de una partícula y la longitud de la onda electromagnética asociada a la misma es:

$$\lambda = \frac{h}{m\,v} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} m = \text{masa de la partícula} \\ v = \text{velocidad de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

La longitud de la onda asociada a la pelota es:

$$\lambda = \frac{6{,}626\cdot10^{-34}\ \text{J s}}{(125\ \text{g})\cdot(90\ \text{m s}^{-1})}\cdot\frac{10^3\ \text{g}}{1\ \text{kg}} = 5{,}9\cdot10^{-35}\ \text{m}$$

Se trata de una onda de muy poca longitud, ya que en el mundo macroscópico nada es comparable a la constante de Planck, *h*.

La respuesta correcta es la **c**.

5.4. ¿Cuál es la longitud de la onda asociada a la sonda Rosetta de 3,00 t que viaja a una velocidad de 37.080 km h^{-1}?
a) $2{,}14\cdot10^{-21}$ mm
b) $2{,}14\cdot10^{-35}$ km
c) $2{,}14\cdot10^{-21}$ nm
d) $2{,}14\cdot10^{-31}$ Å
e) $2{,}14\cdot10^{-32}$ m

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La ecuación propuesta por de Broglie (1924) relaciona el momento lineal de una partícula y la longitud de la onda electromagnética asociada a la misma es:

$$\lambda = \frac{h}{m\,v} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} m = \text{masa de la partícula} \\ v = \text{velocidad de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

La longitud de la onda asociada a la sonda es:

$$\lambda = \frac{6{,}626\cdot10^{-34}\ \text{J s}}{(3{,}00\ \text{t})\cdot(37.080\ \text{km h}^{-1})}\cdot\frac{1\ \text{t}}{10^3\ \text{kg}}\cdot\frac{1\ \text{km}}{10^3\ \text{m}}\cdot\frac{3.600\ \text{s}}{1\ \text{h}}\cdot\frac{1\ \text{Å}}{10^{-10}\ \text{m}} = 2{,}14\cdot10^{-31}\ \text{Å}$$

Se trata de una onda de muy poca longitud, ya que en el mundo macroscópico nada es comparable a la constante de Planck, *h*.

La respuesta correcta es la **d**.

5.5. ¿Con qué ecuaciones llegó Louis de Broglie al principio dual de la materia?
a) Ecuación de Einstein de la energía y relación de energía de Planck.
b) Ecuación de Einstein de la energía y la ecuación de incertidumbre de Heisenberg.
c) Relación de energía de Planck y la ecuación de energía de los orbitales de Bohr.
d) Relación de energía de Planck y ecuación de incertidumbre de Heisenberg.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

Combinando la ecuación de Einstein de la energía (1905):

$$E = m\,c^2$$

con la ecuación de la energía de Planck (1900):

$$E = \frac{h\,c}{\lambda}$$

se obtiene la ecuación del principio dual de la materia de Louis de Broglie (1924):

$$\frac{h\,c}{\lambda} = m\,c^2 \qquad \rightarrow \qquad \lambda = \frac{h}{m\,v}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.6. La longitud de la onda asociada a un neutrón ($m = 1{,}67\cdot10^{-27}$ kg) es 0,146 nm. Determine cuánto vale su energía cinética (en J).
a) $6{,}17\cdot10^{-21}$
b) $6{,}17\cdot10^{21}$
c) $6{,}17\cdot10^{-20}$
d) $7{,}16\cdot10^{-22}$

(O.Q.L. Extremadura 2017)

La ecuación propuesta por de Broglie (1924) relaciona el momento lineal de una partícula y la longitud de la onda electromagnética asociada a la misma es:

$$\lambda = \frac{h}{m\,v} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} m = \text{masa de la partícula} \\ v = \text{velocidad de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

La velocidad con que se mueve el neutrón es:

$$v = \frac{6{,}626\cdot10^{-34}\ \text{J s}}{(1{,}67\cdot10^{-27}\ \text{kg})\cdot(0{,}146\ \text{nm})}\cdot\frac{1\ \text{nm}}{10^{-9}\ \text{m}} = 2{,}72\cdot10^{3}\ \text{m s}^{-1}$$

La energía cinética del neutrón es:

$$E_\text{k} = \frac{(1{,}67\cdot10^{-27}\ \text{kg})\cdot(2{,}72\cdot10^{3}\ \text{m s}^{-1})^2}{2} = 6{,}18\cdot10^{-21}\ \text{J}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.7. En el año 1999 se publicó un artículo en la revista Nature en el que se estudió por primera vez la dualidad onda-partícula de los fullerenos. Sabiendo que cada fullereno es una molécula individual formada por 60 átomos de carbono (C_{60}) y que en el experimento llevado a cabo por los investigadores las moléculas viajaban a una velocidad de 792 km h^{-1}, calcule la longitud de onda asociada que se registró.
a) $2{,}50\cdot10^{-15}$ m
b) $6{,}00\cdot10^{-13}$ m
c) 2,52 pm
d) 600 nm

(O.Q.L. Madrid 2017)

La ecuación propuesta por de Broglie (1924) relaciona el momento lineal de una partícula y la longitud de la onda electromagnética asociada a la misma es:

$$\lambda = \frac{h}{m\,v} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} m = \text{masa de la partícula} \\ v = \text{velocidad de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

La longitud de la onda asociada a la molécula es:

$$\lambda = \frac{6{,}626\cdot10^{-34}\ \text{J s}}{(60\cdot12{,}0\ \text{u})\cdot(792\ \text{km h}^{-1})}\cdot\frac{1\ \text{u}}{1{,}66\cdot10^{-27}\ \text{kg}}\cdot\frac{1\ \text{km}}{10^{3}\ \text{m}}\cdot\frac{3.600\ \text{s}}{1\ \text{h}}\cdot\frac{1\ \text{pm}}{10^{-12}\ \text{m}} = 2{,}52\ \text{pm}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a las propuestas en Oviedo 2002 y Valencia de D. Juan 2004).

5.8. En 2017 se ha otorgado el premio Nobel de Química a Jacques Dubochet, Joachim Frank y Richard Henderson por desarrollar la criomicroscopía electrónica para la determinación de estructuras de alta resolución de biomoléculas en disolución. Las biomoléculas son demasiado pequeñas para ser observadas por un microscopio convencional que use luz visible (longitud de onda 400-700 nm) y se debe utilizar otra fuente de "luz" que permita obtener mayor resolución. En un microscopio electrónico en lugar de fotones se utilizan electrones para formar la imagen. Estos se comportan como una onda con una longitud de onda muy pequeña y nos permiten obtener imágenes con mucha más resolución. ¿Cuál será la longitud de onda asociada a un electrón que viaja a un 10 % de la velocidad de la luz?
a) 19,1 pm
b) $5{,}2\cdot10^{-11}$ m
c) 24,3 pm
d) 1,34 nm

(O.Q.L. Madrid 2018)

La ecuación propuesta por de Broglie (1924) relaciona el momento lineal de una partícula y la longitud de la onda electromagnética asociada a la misma es:

$$\lambda = \frac{h}{m\,v} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} m = \text{masa de la partícula} \\ v = \text{velocidad de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

La longitud de la onda asociada al electrón es:

$$\lambda = \frac{6{,}626\cdot10^{-34}\ \text{J s}}{(9{,}11\cdot10^{-31}\ \text{kg})\cdot(0{,}10\cdot 2{,}998\cdot10^{8}\ \text{m s}^{-1})}\cdot\frac{1\ \text{pm}}{10^{-12}\ \text{m}} = 24{,}3\ \text{pm}$$

La respuesta correcta es la **c**.

6. PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE DE HEISENBERG

6.1. Heisenberg afirmó en su conocido principio que:
a) Es imposible conocer simultáneamente la velocidad y posición exacta del electrón.
b) Un electrón no puede tener iguales los cuatro números cuánticos.
c) La energía ni se crea ni se destruye, solo se transforma.
d) Existe una relación inversa entre la energía de un electrón y el cuadrado de su distancia al núcleo.
e) Transformó las orbitas atómicas en orbitales atómicos.

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Castilla y León 2014) (O.Q.L. Cantabria 2018)

El principio de indeterminación o incertidumbre propuesto por W. Heisenberg (1927) dice que:

> "es imposible conocer de forma exacta y simultánea el momento (velocidad) y posición de un electrón aislado".

Su expresión matemática es:

$$\Delta x\ \Delta p \geq \frac{h}{4\pi} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta x = \text{incertidumbre de la posición de la partícula} \\ \Delta p = \text{incertidumbre del momento (velocidad) de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

La respuesta correcta es la **a**.

6.2. El modelo de Bohr y el principio de incertidumbre son:
a) Compatibles siempre.
b) Compatibles si se supone que la masa del electrón es función de su velocidad.
c) Compatibles para un número cuántico $n > 6$.
d) Incompatibles siempre.

(O.Q.L. Murcia 1996)

▪ El modelo atómico propuesto por N. Bohr (1913) habla de certezas, ya que permite conocer, de forma exacta, que el electrón del átomo de hidrógeno gira a una determinada distancia del núcleo, con una determinada velocidad y con una determinada energía.

▪ El principio de indeterminación o incertidumbre propuesto por W. Heisenberg (1927) dice que:

> "es imposible conocer de forma exacta y simultánea el momento (velocidad) y posición de un electrón aislado"

Ambas propuestas son incompatibles.

La respuesta correcta es la **d**.

6.3. De acuerdo con el principio de incertidumbre de Heisenberg:
a) Los electrones se mueven describiendo órbitas circulares.
b) Los electrones se mueven describiendo órbitas elípticas.
c) Si el electrón está descrito por el orbital $1s$, su movimiento está restringido a una esfera.
d) No se puede conocer la trayectoria del electrón.

(O.Q.L. Murcia 1997)

El principio de indeterminación o incertidumbre propuesto por W. Heisenberg (1927) dice que:

> "es imposible conocer de forma exacta y simultánea el momento (velocidad) y posición de un electrón aislado".

Su expresión matemática es:

$$\Delta x\ \Delta p \geq \frac{h}{4\pi} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta x = \text{incertidumbre de la posición de la partícula} \\ \Delta p = \text{incertidumbre del momento (velocidad) de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

Si no se puede conocer, de forma exacta, la posición de un electrón, tampoco es posible conocer su trayectoria.

La respuesta correcta es la **d**.

6.4. De acuerdo con el principio de incertidumbre de Heisenberg:
a) No se puede conocer con exactitud la velocidad de una partícula y su carga.
b) No se puede conocer la trayectoria del electrón.
c) Solo se puede conocer la carga del electrón si su trayectoria es elíptica.
d) Solo se puede conocer la velocidad de un electrón si su trayectoria es elíptica.

(O.Q.N. Alcalá 2016)

El principio de indeterminación o incertidumbre propuesto por W. Heisenberg (1927) dice que:

> "es imposible conocer de forma exacta y simultánea el momento (velocidad) y posición de un electrón aislado".

Su expresión matemática es:

$$\Delta x\ \Delta p \geq \frac{h}{4\pi} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta x = \text{incertidumbre de la posición de la partícula} \\ \Delta p = \text{incertidumbre del momento (velocidad) de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

Si no se puede conocer, de forma exacta, la posición, tampoco es posible conocer la trayectoria.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1997).

6.5. Werner Heisenberg llegó a la conclusión de que siempre existe incertidumbre en la medida de modo que es:
a) Imposible determinar con exactitud y simultáneamente la velocidad y la longitud de onda de un electrón.
b) Posible determinar con exactitud la velocidad, pero no la masa de un electrón.
c) Imposible determinar con exactitud y simultáneamente la velocidad y la masa de un electrón.
d) Imposible determinar con exactitud y simultáneamente la velocidad y posición de un electrón.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

El principio de indeterminación o incertidumbre propuesto por W. Heisenberg (1927) dice que:

> "es imposible conocer de forma exacta y simultánea el momento (velocidad) y posición de un electrón aislado".

Su expresión matemática es:

$$\Delta x\ \Delta p \geq \frac{h}{4\pi} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta x = \text{incertidumbre de la posición de la partícula} \\ \Delta p = \text{incertidumbre del momento (velocidad) de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

La respuesta correcta es la **d**.

6.6. ¿Cuál de las siguientes expresiones matemáticas no representa una de las posibles variantes del Principio de Incertidumbre de Heisenberg?
(x = posición; $p = m\,v$, cantidad de movimiento o momento lineal; v = velocidad; m = masa, E = energía; t = tiempo).

a) $\Delta x\ \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$ **b)** $\Delta x\ \Delta v \geq \frac{h}{4\pi m}$ **c)** $\Delta E\ \Delta t \geq \frac{h}{4\pi}$ **d)** $\Delta E\ \Delta x \geq \frac{h}{4\pi}$

(O.Q.N. Santander 2019)

El principio de indeterminación o incertidumbre propuesto por W. Heisenberg (1927) dice que:

> "es imposible conocer de forma exacta y simultánea el momento (velocidad) y posición de un electrón aislado".

Su expresión matemática es:

$$\Delta x\ \Delta p \geq \frac{h}{4\pi} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta x = \text{incertidumbre de la posición de la partícula} \\ \Delta p = \text{incertidumbre del momento (velocidad) de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

Aplicando análisis dimensional se obtiene sus dimensiones son, ML^2T^{-1}.

De las diferentes ecuaciones matemáticas propuestas, la única que no presenta esas dimensiones es:

$$\Delta E\ \Delta x \geq \frac{h}{4\pi} \quad \rightarrow \quad \text{dimensiones } MLT^{-2}$$

La respuesta correcta es la **d**.

6.7. Hasta el descubrimiento del neutrón en 1932 se pensaba que dentro del núcleo atómico, junto con los protones, también había electrones cuya existencia se manifestaba, por ejemplo, en la emisión radiactiva beta. Sin embargo, la presencia de electrones en el interior del núcleo no es físicamente aceptable, ¿por qué?
a) Porque se violaría el Principio de Incertidumbre de Heisenberg.
b) Porque se violaría el Principio de Exclusión de Pauli.
c) Porque se anularía la carga positiva del núcleo.
d) Porque dentro del núcleo no puede haber partículas con número de espín ½.

(O.Q.N. Santander 2019)

El principio de indeterminación o incertidumbre propuesto por W. Heisenberg (1927) dice que:

> "es imposible conocer de forma exacta y simultánea el momento (velocidad) y posición de un electrón aislado".

Su expresión matemática es:

$$\Delta x\ \Delta p \geq \frac{h}{4\pi} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta x = \text{incertidumbre de la posición de la partícula} \\ \Delta p = \text{incertidumbre del momento (velocidad) de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

Para un electrón que se encuentre dentro del núcleo que se tiene que, $\Delta x \approx 10^{-14}$ m (tamaño del núcleo), lo que implica que Δp es tan grande que hace que el electrón tenga una energía superior a la de las partículas beta cuando son expulsadas del núcleo.

La respuesta correcta es la **a**.

7. NÚMEROS CUÁNTICOS Y ORBITALES ATÓMICOS

7.1. ¿Cuál de los siguientes grupos de números cuánticos es imposible para un electrón en un átomo?

	n	l	m_l
a)	1	0	0
b)	3	1	2
c)	4	3	1
d)	2	1	0

(O.Q.L. Murcia 1996)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, ..., \infty$ $l = 0, 1, 2, ..., (n - 1)$ $m_l = -l, ..., 0, ..., +l$ $m_s = \pm ½$

a-c-d) Permitido. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

b) **Prohibido**. Si $l = 1$, el valor de m_l solo puede ser 1, 0, –1.

La respuesta correcta es la **b**.

7.2. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de valores para n, l, m_l, m_s, representa una de las soluciones permitidas de la ecuación de ondas para el átomo de hidrógeno?

	n	l	m_l	m_s
a)	2	0	3	–½
b)	2	0	0	½
c)	2	1	–1	$^1/_3$
d)	4	2	3	–½
e)	5	6	1	½

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Sevilla 2000) (O.Q.L. País Vasco 2006) (O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, ..., \infty$ $l = 0, 1, 2, ..., (n - 1)$ $m_l = -l, ..., 0, ..., +l$ $m_s = \pm ½$

a) Prohibido. Si $l = 0$, el valor de m_l debe ser 0.

b) **Permitido**. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

c) Prohibido. El valor de m_s solo puede ser +½ o –½.

d) Prohibido. Si $l = 2$, el valor de m_l solo puede ser –2, –1, 0, 1, 2.

e) Prohibido. Si $n = 5$, el valor de l solo puede ser 0, 1, 2, 3, 4.

La respuesta correcta es la **b**.

7.3. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos n, l y m_l es imposible para el electrón de un átomo?

	n	l	m_l
a)	4	2	0
b)	5	3	–3
c)	5	3	4
d)	3	1	1

(O.Q.L. Murcia 1997)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, ..., \infty$ $l = 0, 1, 2, ..., (n - 1)$ $m_l = -l, ..., 0, ..., +l$ $m_s = \pm ½$

a-b-d) Permitido. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

c) **Prohibido**. Si $l = 3$, el valor de m_l solo puede ser 3, 2, 1, 0, –1, –2, –3.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1996).

7.4. Un orbital atómico es:
a) Una función matemática que proporciona una distribución estadística de densidad de carga negativa alrededor de un núcleo.
b) Un operador matemático aplicado al átomo de hidrógeno.
c) Una circunferencia o una elipse dependiendo del tipo de electrón.
d) Útil para calcular la energía de una reacción.

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2007)

Un orbital atómico es una región del espacio con una cierta energía en la que existe una elevada probabilidad de encontrar un electrón y que viene descrito por una función matemática llamada función de onda, Ψ.

La respuesta correcta es la **a**.

7.5. Un electrón se caracteriza por los siguientes números cuánticos $n = 3$ y $l = 1$. Como consecuencia se puede afirmar que:
a) Se encuentra en un orbital 3*d*.
b) Se encuentra en un orbital 3*p*.
c) En un mismo átomo pueden existir 4 orbitales con esos mismos valores de *n* y *l*.
d) Se encuentra en un orbital 3*s*.
e) En un mismo átomo pueden existir 6 electrones con esos mismos valores de *n* y *l*.

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $l = 1 \rightarrow$ orbital p $l = 2 \rightarrow$ orbital d $l = 3 \rightarrow$ orbital f

a) Falso. Para un orbital $3d$ ($n = 3$ y $l = 2$).

b) **Verdadero**. Para un orbital $3p$ ($n = 3$ y $l = 1$).

c) Falso. Los orbitales de un mismo nivel se diferencian en el valor del número cuántico l.

d) Falso Para un orbital $3s$ ($n = 3$ y $l = 0$).

e) **Verdadero**. En nivel cuántico $n = 3$ existen tres orbitales $3p$ que tienen el mismo valor del número cuántico $l = 1$ y, en cada uno de ellos, caben dos electrones con diferente número cuántico de espín.

Las respuestas correctas son **b** y **e**.

7.6. Indique cuáles de los siguientes conjuntos de números cuánticos (n, l, m_l, m_s) pueden asignarse a algún electrón:
a) 2, 0, 1, ½
b) 2, 0, 0, –½
c) 2, 2, 1, ½
d) 2, 2, –1, ½
e) 2, 2, 2, –½

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

a) Prohibido. Si $l = 0$, el valor de m_l debe ser 0.

b) **Permitido**. Todos los valores de los números cuánticos son correctos para un electrón en un orbital $2s$.

c-d-e) Prohibido. Si $n = 2$, el valor de l debe ser 0 o 1.

La respuesta correcta es la **b**.

7.7. En un átomo de hidrógeno el electrón se puede representar por la siguiente combinación de números cuánticos (3, 1, 1, –½) si:
a) El átomo ha desprendido energía.
b) Esta representación es imposible.
c) El electrón está excitado.
d) El electrón está en un orbital *s*.

(O.Q.L. Asturias 1998)

La configuración del átomo de hidrógeno en su estado fundamental es $1s^1$ y, de acuerdo con la misma, a ese electrón le corresponde la siguiente combinación de números cuánticos, (1, 0, 0, ½) o (1, 0, 0, –½), por lo que la combinación propuesta corresponde a un estado excitado de energía.

La respuesta correcta es la **c**.

7.8. ¿Qué combinación de números cuánticos no puede corresponder a un electrón?

	n	l	m_l
a)	**5**	**0**	**1**
b)	**3**	**1**	**–1**
c)	**5**	**3**	**–2**
d)	**3**	**1**	**0**

(O.Q.L. Murcia 1998)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

a) **Incorrecto**. Si $l = 0$, el valor de m_l solo puede ser 0.

b-c-d) Correcto. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

La respuesta correcta es la **a**.

7.9. Una de las siguientes designaciones para un orbital atómico es incorrecta, ¿cuál es?
a) $6s$
b) $3f$
c) $8p$
d) $4d$
e) $5g$
f) $2f$
g) $3p$

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014) (O.Q.L. Preselección Valencia 2015) (O.Q.L. Valencia 2018)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos n y l de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $l = 1 \rightarrow$ orbital p $l = 2 \rightarrow$ orbital d $l = 3 \rightarrow$ orbital f $l = 4 \rightarrow$ orbital g

a) Correcto. Orbital $6s$ $(n = 6, l = 0)$.

b) **Incorrecto**. Orbital $3f$ $(n = 3, l = 3)$. Combinación prohibida.

c) Correcto. Orbital $8p$ $(n = 8, l = 1)$.

d) Correcto. Orbital $4d$ $(n = 4, l = 2)$.

e) Correcto. Orbital $5g$ $(n = 5, l = 4)$.

f) **Incorrecto**. Orbital $2f$ $(n = 2, l = 3)$. Combinación prohibida.

g) Correcto. Orbital $3p$ $(n = 3, l = 1)$.

Las respuestas correctas son **b** y **f**.

7.10. Indique cuál o cuáles de las afirmaciones siguientes son aceptables:
Un orbital atómico es:
a) Una zona del espacio en la que se encuentran dos electrones.
b) Una zona del espacio en la que se encuentra un electrón.
c) Una función matemática que es solución de la ecuación de Schrödinger para cualquier átomo.
d) Una función matemática que es solución de la ecuación de Schrödinger para átomos hidrogenoides.
e) El cuadrado de una función de onda de un electrón que expresa una probabilidad de presencia.

(O.Q.L. Valencia 1998)

a) No aceptable. Falta decir que la probabilidad de encontrar un electrón debe ser muy elevada y que, si hay dos, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925), deben tener los espines opuestos.

b) No aceptable. Falta decir que la probabilidad de encontrar un electrón debe ser muy elevada.

c-d) No aceptable. La ecuación de Schrödinger (1925) describe el movimiento de los electrones considerados como ondas y no como partículas.

e) **Aceptable**. El cuadrado de la función de onda, Ψ^2, representa la probabilidad de encontrar al electrón en una determinada región del espacio, el "orbital".

La respuesta correcta es la **e**.

7.11. El conjunto de números cuánticos que caracteriza al electrón externo del átomo de cesio en su estado fundamental es:
a) 6, 1, 1, ½
b) 6, 0, 1, ½
c) 6, 0, 0, –½
d) 6, 1, 0, ½
e) 6, 2, 1, –½

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Sevilla 2002) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Sevilla 2003) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Sevilla 2008) (O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013) (O.Q.L. Cádiz 2018) (O.Q.L. Extremadura 2019)

La configuración electrónica abreviada del Cs $(Z = 55)$ es [Xe] $6s^1$. De acuerdo con la misma, los valores que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo son:

$n = 6$ (se encuentra en el 6º periodo o nivel de energía)

$l = 0$ (se trata del subnivel s)

$m_l = 0$ (se trata de un orbital s)

$m_s = \pm$ ½ (según cuál sea el espín del electrón)

La respuesta correcta es la **c**.

7.12. ¿Qué combinación de números cuánticos puede corresponderle al electrón *d* del Sc?

	n	*l*	m_l
a)	**2**	**3**	**0**
b)	**4**	**2**	**1**
c)	**3**	**2**	**–2**
d)	**3**	**1**	**–1**

(O.Q.L. Murcia 1999)

La configuración electrónica abreviada del Sc ($Z = 21$) es [Ar] $4s^2\ 3d^1$. Los números cuánticos correspondientes al electrón $3d^1$ son:

- $n = 3$ (tercer nivel de energía)
- $l = 2$ (subnivel de energía d)
- $m_l = 2, 1, 0, -1, -2$ (indistintamente, ya que el subnivel d está quíntuplemente degenerado, es decir, tiene 5 orbitales diferentes d_{xy}, d_{yz}, d_{xz}, $d_{x^2-y^2}$, d_{z^2})

La respuesta correcta es la **c**.

7.13. Cuando se somete a un átomo a los efectos de un campo magnético intenso, el nivel de número cuántico *l* = 3 se desdobla en:
a) 2 niveles
b) 3 niveles
c) 7 niveles
d) 6 niveles

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2009)

El número de valores diferentes del número cuántico magnético, m_l, debidos a la presencia de un campo magnético exterior es de $(2l + 1)$. Si $l = 3$, entonces, $m_l = 7$.

La respuesta correcta es la **c**.

7.14. La función de onda Ψ (2, 2, 0) representa:
1) El orbital 2*p*.
2) El orbital 3*p*.
3) El orbital 2*d*.
4) No representa ningún orbital.
Señale cuál de las siguientes propuestas es correcta:
a) Solo la 3 es falsa.
b) Solo la 4 es cierta.
c) Solo la 2 es cierta.
d) Ninguna es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2001)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un orbital:

$$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty \qquad l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1) \qquad m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$$

Si $n = 2$, el valor de l solo puede ser 0 o 1, por lo que la función de onda propuesta no corresponde a ningún orbital atómico.

La respuesta correcta es la **b**.

7.15. De los siguientes conceptos sobre los números cuánticos, uno es falso:
a) *n*, número cuántico principal, representa el volumen efectivo del orbital.
b) m_l, número cuántico magnético, representa la orientación del orbital.
c) *s* (representado también como m_s), número cuántico de espín, representa las dos orientaciones posibles del movimiento del electrón alrededor de su propio eje.
d) Los electrones con igual *n*, *l* y distinto valor de m_l están en distinto nivel de energía.

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2001)

a) Verdadero. El tamaño del orbital viene determinado por el valor del número cuántico principal n.

b) Verdadero. La orientación del orbital respecto a la dirección de un campo magnético exterior viene determinada por el valor del número cuántico magnético m_l.

c) Verdadero. La orientación del momento angular del electrón al girar sobre sí mismo (espín) respecto a la dirección de un campo magnético viene determinada por el valor del número cuántico de espín m_s.

d) **Falso**. Los valores de los números cuánticos principal y del momento angular orbital, n y l, determinan la energía del orbital y, por tanto, del electrón que lo ocupa.

La respuesta correcta es la **d**.

7.16. Contesta verdadero o falso a las afirmaciones siguientes justificando la respuesta.
De la famosa ecuación de Schrödinger:

$$\nabla^2\Psi + \frac{8\pi^2 m}{h^2}(E-V)\Psi = 0$$

se puede decir que:
a) Esta ecuación diferencial representa el comportamiento de los electrones en los átomos.
b) Ψ no tiene sentido físico, sino que simplemente es una función matemática.
c) V representa la energía potencial del electrón.
d) E representa la energía cinética del electrón.

(O.Q.L. Valencia 1999)

a) Falso. La ecuación no representa el comportamiento de los electrones, es la función de onda Ψ la que indica dicho comportamiento.

b) **Verdadero**. La función de onda Ψ no tiene significado físico, es simplemente una ecuación matemática, la interpretación física la proporciona Ψ^2, que representa la probabilidad de encontrar al electrón en una región determinada.

c) **Verdadero**. V representa la energía potencial del electrón en un átomo.

d) Falso. E representa la energía total del electrón en un átomo.

Las respuestas correctas son **b** y **c**.

7.17. Del siguiente grupo de números cuánticos para los electrones, ¿cuál es falso?
a) (2, 1, 0, –½)
b) (2, 1, –1, ½)
c) (2, 0, 0, –½)
d) (2, 2, 1, –½)

(O.Q.L. Valencia 1999) (O.Q.L. Asturias 2010)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $l = 1 \rightarrow$ orbital p $l = 2 \rightarrow$ orbital d $l = 3 \rightarrow$ orbital f

a) El conjunto de números cuánticos para un electrón, (2, 1, 0, –½), es correcto ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón situado en un orbital $2p$.

b) El conjunto de números cuánticos para un electrón, (2, 1, –1, ½), es correcto ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón situado en un orbital $2p$.

c) El conjunto de números cuánticos para un electrón, (2, 0, 0, –½), es correcto ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón situado en un orbital $2s$.

d) El conjunto de números cuánticos para un electrón, (2, 2, 1, ½), es incorrecto ya que si el número cuántico n vale 2, el número cuántico l solo puede valer 0 o 1.

La respuesta correcta es la **d**.

7.18. De acuerdo con la teoría mecanocuántica, el electrón del átomo de H en su estado fundamental:
a) Tiene una energía igual a 0.
b) Estaría situado a una cierta distancia del núcleo, calculable exactamente, aunque de forma compleja.
c) Existe una cierta probabilidad de que el electrón pueda estar a una determinada distancia del núcleo.
d) Podría encontrarse en el orbital 2*s*.
e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L: Baleares 2009) (O.Q.L. La Rioja 2014) (O.Q.L. Murcia 2015)

a) Falso. La energía del electrón del átomo de hidrógeno solo puede tener valor 0 cuando este se encuentra a una distancia infinita del núcleo, es decir, fuera de dicho átomo.

b) Falso. Los electrones se encuentran en orbitales, regiones del espacio con cierta energía donde existe una alta probabilidad de encontrar un electrón. Dicha posición no puede determinarse con exactitud.

c) **Verdadero**. Los electrones se encuentran en orbitales, regiones del espacio con cierta energía donde existe una elevada probabilidad de encontrar un electrón.

d) Falso. El electrón del átomo de hidrógeno en su estado fundamental se encuentra en el orbital 1*s*.

La respuesta correcta es la **c**.

7.19. Indique la combinación correcta de números cuánticos:

	n	l	m_l	m_s
a)	0	0	0	½
b)	1	1	0	½
c)	1	0	0	−½
d)	2	1	−2	½
e)	2	2	−2	½
f)	3	2	0	0

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. País Vasco 2005) (O.Q.L. País Vasco 2011) (O.Q.L. Extremadura 2016)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

a) Incorrecta. El número cuántico n no puede ser 0.

b) Incorrecta. Si $n = 1$, el valor de l solo puede ser 0.

c) **Correcta**. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

d) Incorrecta. Si $l = 1$, el valor de m_l solo puede ser −1, 0, 1.

e) Incorrecta. Si $n = 2$, el valor de l puede ser 0 o 1, y el valor de m_l solo puede ser 0 (si $l = 0$) y −1, 0, 1 (si $l = 1$).

f) Incorrecta. El número cuántico m_s no puede ser 0.

La respuesta correcta es la **c**.

7.20. Del siguiente grupo de números cuánticos, ¿cuál o cuáles son falsos?
I) (2, 1, 0, ½) II) (2, 1, −1, ½) III) (2, 0, 0, −½) IV) (2, 2, 1, ½)
a) I y IV
b) II y III
c) IV
d) Ninguno es falso.

(O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2001)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

I-II-III) Verdadero. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

IV) **Falso**. Si $n = 2$, el valor de l solo puede ser 0 o 1.

La respuesta correcta es la **c**.

7.21. Indique cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos puede caracterizar un orbital *d*.
a) $n = 1$; $l = 0$
b) $n = 2$; $l = 1$
c) $n = 2$; $l = 2$
d) $n = 3$; $l = 2$
e) $n = 4$; $l = 4$
f) $n = 1$; $l = 1$

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Asturias 2009) (Murcia 2010) (O.Q.L. Extremadura 2013) (O.Q.L. País Vasco 2018)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $\quad l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $\quad m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $\quad m_s = \pm \frac{1}{2}$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $\quad l = 1 \rightarrow$ orbital p $\quad l = 2 \rightarrow$ orbital d $\quad l = 3 \rightarrow$ orbital f

Hay dos parejas de valores propuestos que tienen el valor 2 para el número cuántico l. Una de ellas es (2, 2) que sería incorrecta, ya que si $n = 2$, el número cuántico l solo puede valer 0 o 1. La única combinación que corresponde a un orbital d es (3, 2).

La respuesta correcta es la **d**.

7.22. Cuál de las siguientes respuestas define correctamente la idea de "degeneración energética orbital":
a) Orbitales de la misma simetría.
b) Orbitales de la misma energía.
c) Orbitales con el mismo número cuántico *l*.
d) Orbitales con la misma orientación en el espacio.

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2003)

La degeneración energética de orbitales se refiere a orbitales con idéntico valor de la energía. El número cuántico magnético, m_l, hace referencia a esta degeneración.

El número de orbitales degenerados que hay en cada subnivel de energía viene dado por el número de valores del número cuántico magnético, m_l, que su vez depende del valor del número cuántico del momento angular orbital, l.

$m_l = -l, \ldots, 0, \ldots +l \quad \rightarrow \quad (2l + 1)$ orbitales degenerados.

La respuesta correcta es la **b**.

7.23. ¿Cuáles de las siguientes notaciones cuánticas están permitidas para un electrón de un átomo polielectrónico?

	n	l	m_l	m_s
I)	2	1	0	½
II)	3	2	0	–½
III)	3	3	2	–½
IV)	3	2	3	½

a) I, II y IV
b) I y IV
c) I y II
d) III y IV

(O.Q.L. Murcia 2002)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $\quad l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $\quad m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $\quad m_s = \pm ½$

I-II) **Permitida**. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

III) Prohibida. Si $n = 3$, el valor de l solo puede ser 0, 1 o 2.

IV) Prohibida. Si $l = 2$, el valor de m_l solo puede ser −2, −1, 0, 1, 2.

La respuesta correcta es la **c**.

7.24. ¿Cuántos números cuánticos determinan un orbital?
a) 4
b) 3
c) 2
d) 1

(O.Q.L. Murcia 2002)

Un orbital atómico viene determinado por 3 números cuánticos (n, l, m_l).

La respuesta correcta es la **b**.

7.25. El número total de electrones que pueden ocupar todos los orbitales atómicos correspondientes al número cuántico $n = 4$ es:
a) 8
b) 18
c) 32
d) 50
e) 6
f) 4
g) 64
h) 16

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Castilla y León 2006) (O.Q.L. La Rioja 2007) (O.Q.L. Murcia 2017)

El número máximo de electrones (elementos) de un periodo es igual a $2n^2$. Si $n = 4$, entonces el número de electrones es 32.

La respuesta correcta es la **c**.

(En la cuestión propuesta en Castilla y León 2006 se pregunta para $n = 3$ y la respuesta correcta es 8).

7.26. El electrón más energético del elemento de número atómico 20 queda definido por la notación cuántica:
a) (4, 1, −1, ½)
b) (4, 0, −1, −½)
c) (3, 2, −2, ½)
d) (4, 0, 0, −½)

(O.Q.L. Murcia 2003)

La configuración electrónica abreviada del elemento con número atómico $Z = 20$ es [Ar] $4s^2$.

Al electrón más energético, $4s^2$, le corresponden los siguientes números cuánticos:

$n = 4$ (cuarto nivel de energía)

$l = 0$ (subnivel s)

$m_l = 0$ (el subnivel de energía s no se encuentra energéticamente degenerado, tiene un único orbital s)

$m_s = +½$ o $-½$ (puede tomar indistintamente cualquiera de los dos valores)

La respuesta correcta es la **d**.

7.27. ¿Cuántos electrones con números cuánticos distintos pueden existir en un subnivel con los números cuánticos $n = 2$ y $l = 1$?
a) 3
b) 6
c) 4
d) 8

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

▪ El número cuántico $n = 2$ indica que se trata del segundo nivel de energía.

▪ El número cuántico $l = 1$ indica que se trata de un subnivel de energía p. Si $l = 1$, los valores posibles del número cuántico magnético m_l, son 0, 1 y –1, lo que indica que el subnivel de energía p se encuentra triplemente degenerado o lo que es lo mismo, que en este subnivel hay 3 orbitales $2p$.

▪ Como el número cuántico m_s solo puede tener los valores +½ y –½, quiere decir que en cada orbital caben dos electrones con espines opuestos.

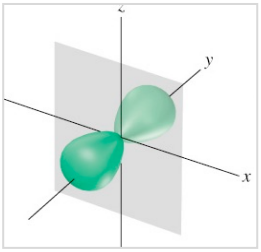
Por tanto, el número total de electrones que caben en el subnivel $2p$ es 6.

La respuesta correcta es la **b**.

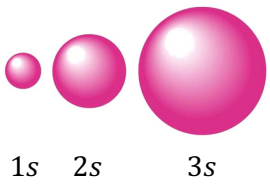
7.28. Sobre la forma y el tamaño de los orbitales se puede afirmar que:
a) Los orbitales *p* tienen simetría esférica.
b) Los orbitales *p* tienen forman de tetraedro regular.
c) Los orbitales aumentan de volumen al aumentar el nivel de energía.
d) Los orbitales sp^2 está dirigidos según los vértices de un tetraedro.

(O.Q.L. Baleares 2003) (O.Q.N. Salamanca 2018)

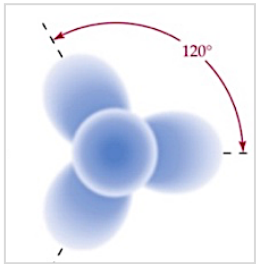
a-b) Falso. Los orbitales p tienen forma lobular. En la imagen se muestra la forma que tiene el orbital atómico p_y.



c) **Verdadero**. El tamaño del orbital aumenta al aumentar el valor del número cuántico principal n.



d) La hibridación sp^2 es trigonal. En la imagen se muestran los tres orbitales híbridos sp^2 que se encuentran dirigidos hacia los vértices de un triángulo.



La respuesta correcta es la **c**.

7.29. ¿Cuál de los siguientes conjuntos de valores de los números cuánticos *n*, *l* y m_l no corresponden a un orbital?

	n	*l*	m_l
a)	2	1	0
b)	2	2	1
c)	3	1	–1
d)	1	0	0

(O.Q.L. Baleares 2003)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $\quad l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $\quad m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $\quad m_s = \pm ½$

a-c-d) Permitido. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

b) **Prohibido**. Si $n = 2$, el valor de l solo puede ser 0 o 1.

La respuesta correcta es la **b**.

7.30. Considerando el átomo de rubidio en su estado fundamental de energía, ¿cuántos electrones tienen el número cuántico $m_l = 0$?

a) 5
b) 17
c) 11
d) Todos

(O.Q.L. Baleares 2004)

La configuración electrónica del Rb ($Z = 37$) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 5s^1$.

En cada subnivel hay por lo menos un orbital al que le corresponde el valor del número cuántico $m_l = 0$ y en cada uno de esos orbitales hay dos electrones, excepto en el último que solo hay uno. Como hay 9 orbitales diferentes pero uno de ellos está incompleto, el número de electrones que tienen número cuántico $m_l = 0$ es 17.

La respuesta correcta es la **b**.

7.31. El número máximo de electrones en un átomo que puede tener los siguientes números cuánticos, $n = 2$ y $m_s = ½$ es:

a) 2
b) 3
c) 4
d) 5

(O.Q.L. Madrid 2004)

El número cuántico $n = 2$ indica que se trata de un átomo de un elemento del segundo periodo o nivel de energía, lo que implica que tiene lleno el orbital $1s$ con 2 electrones.

Como, $m_s = ½$, quiere decir que se ha podido completar el orbital $2s$ con 2 electrones.

El número total de electrones de este átomo es 4.

La respuesta correcta es la **c**.

7.32. Indique los valores de los números cuánticos *n*, *l* y m_l que pueden ser correctos para describir el electrón de valencia más externo del elemento de número atómico $Z = 31$:

a) 4, 1, –2
b) 4, 1, –1
c) 4, 2, 1
d) 3, 1, –1

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Granada 2016)

La configuración electrónica abreviada del elemento de número atómico $Z = 31$ es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^1$. El electrón más externo se encuentra en un orbital $4p$ por lo que sus números cuánticos son:

- $n = 4$ (cuarto nivel de energía)
- $l = 1$ (subnivel de energía p)
- $m_l = 1, 0, -1$ (indistintamente, ya que el subnivel p está triplemente degenerado, es decir, tiene 3 orbitales diferentes: p_x, p_y, p_z).

La respuesta correcta es la **b**.

7.33. Para que un electrón se encuentre en un orbital 3*d*, los valores posibles de los números cuánticos *n*, *l* y m_l son:

a) $n = 3$ $l = 1$ $m_l = 3, 2, 1, 0, -1, -2 -3$
b) $n = 3$ $l = 2$ $m_l = 2, 1, 0, -1, -2$
c) $n = 3$ $l = 0$ $m_l = 2, 1, 0, -1, -2$
d) $n = 3$ $l = 3$ $m_l = 3, 2, 1, 0, -1, -2 -3$

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

A un electrón que se encuentre en un orbital $3d$ le corresponden los siguientes números cuánticos:

- $n = 3$ (tercer nivel de energía)
- $l = 2$ (subnivel de energía d)
- $m_l = 2, 1, 0, -1, -2$ (indistintamente, ya que el subnivel d está quíntuplemente degenerado, es decir, tiene 5 orbitales diferentes d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}, $d_{x^2-y^2}$, d_{z^2}).

La respuesta correcta es la **b**.

7.34. Cuál de los siguientes números cuánticos determina:
i) La forma de un orbital.
ii) Las propiedades del espín de un electrón.
iii) La orientación espacial de un orbital.

a) i) m_l ii) m_s iii) n
b) i) m_l ii) m_s iii) l
c) i) l ii) m_s iii) n
d) i) l ii) m_s iii) m_l

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

- El número cuántico l determina la forma del orbital.
- El número cuántico m_s determina las propiedades del espín del electrón.
- El número cuántico m_l determina la orientación espacial del orbital.

La respuesta correcta es la **d**.

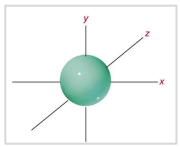
7.35. ¿En qué dirección o direcciones es máxima la probabilidad de encontrar un electrón para un orbital: i) *s*, ii) p_x, iii) d_{xy}?

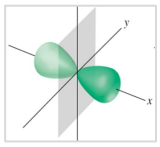
a) i) en todas direcciones ii) en el eje x iii) en los ejes x e y
b) i) en el eje x ii) en el eje y iii) en los ejes x e y
c) i) en todas direcciones ii) en el eje x iii) en las bisectrices de los ejes x e y
d) i) en todas direcciones ii) en el eje y iii) en los ejes x e y

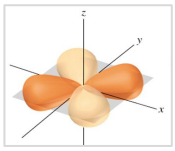
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

- El orbital s es esférico, por lo que la probabilidad de encontrar un electrón es la misma en todas las direcciones.
- El orbital p_x tiene dos lóbulos según el eje x, por lo que la probabilidad de encontrar un electrón solo es posible en esa dirección.

▪ El orbital d_{xy} tiene cuatro lóbulos según las bisectrices de los ejes x e y, por lo que la probabilidad de encontrar un electrón solo es posible en esas direcciones.


orbital s


orbital p_x


orbital d_{xy}

La respuesta correcta es la **c**.

7.36. Un electrón se caracteriza por tener los números cuánticos $n = 3$ y $l = 2$. En relación a ese electrón se puede afirmar que:
a) Se encuentra en un orbital 2*p*.
b) Se encuentra en un orbital 3*p*.
c) El número de electrones que pueden existir en un átomo con los mismos valores es de seis.
d) El número de electrones que pueden existir en un átomo con los mismos valores es de diez.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $l = 1 \rightarrow$ orbital p $l = 2 \rightarrow$ orbital d $l = 3 \rightarrow$ orbital f

a) Falso. Para un orbital $2p$ ($n = 2$ y $l = 1$).

b) Falso. Para un orbital $3p$ ($n = 3$ y $l = 1$).

c) Falso. En nivel cuántico $n = 3$ existen cinco orbitales $3d$ que tienen el mismo número cuántico $l = 2$ y, en cada uno de ellos, caben dos electrones con diferente número cuántico de espín.

d) **Verdadero**. Según se ha justificado en el apartado anterior.

La respuesta correcta es la **d**.

7.37. El número cuántico m_l para un electrón en el orbital 3*p* es:
a) 2
b) 3
c) Puede tener cualquier valor entre +3 y −3
d) Puede ser +½ o −½
e) No es ninguno de los valores anteriores.

(O.Q.N. Vigo 2006)

Los números cuánticos de un electrón en un orbital $3p$ son:

- $n = 3$ (se trata del tercer nivel de energía)
- $l = 1$ (se trata de un subnivel p)
- $m_l = -1, 0, 1$
- $m_s = +½$ o $-½$

La respuesta correcta es la **e**.

7.38. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos (n, l y m_l) corresponde a un orbital *d*?
a) (3, 1, −1)
b) (4, 1, 0)
c) (4, 2, 3)
d) (3, 2, 1)

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2012) (O.Q.L. Cantabria 2015)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $l = 1 \rightarrow$ orbital p $l = 2 \rightarrow$ orbital d $l = 3 \rightarrow$ orbital f

Hay dos ternas de valores propuestos que tienen el valor 2 para el número cuántico l. Una de ellas es (4, 2, 3) que sería incorrecta, ya que si $l = 2$, el número cuántico magnético, m_l, solo puede valer −2, −1, 0, 1 y 2. La única combinación que corresponde a un orbital d es (3, 2, 1).

La respuesta correcta es la **d**.

7.39. ¿Qué tipo de orbital designan los números cuánticos $n = 4$, $l = 2$, $m_l = -2$?
a) Orbital $4f$
b) Orbital $3d$
c) Orbital $4p$
d) Orbital $4d$

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un orbital:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$

Además, los valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $l = 1 \rightarrow$ orbital p $l = 2 \rightarrow$ orbital d $l = 3 \rightarrow$ orbital f

a) Falso. Para un orbital $4f$ ($n = 4$, $l = 3$, $m_l = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$).

b) Falso. Para un orbital $3d$ ($n = 3$, $l = 2$, $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$).

c) Falso. Para un orbital $4p$ ($n = 4$, $l = 1$, $m_l = -1, 0, 1$).

d) **Verdadero**. Para un orbital $4d$ ($n = 4$, $l = 2$, $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$).

La respuesta correcta es la **d**.

7.40. Dados los siguientes conjuntos de números cuánticos (n, l, m_l), indique cuál es correcto:
a) (2, 1, 0)
b) (2, 2, −1)
c) (2, 1, 2)
d) (0, 0, 0)
e) (5, 4, 5)

(O.Q.L. Preselección Valencia 2006)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $l = 1 \rightarrow$ orbital p $l = 2 \rightarrow$ orbital d $l = 3 \rightarrow$ orbital f $l = 4 \rightarrow$ orbital g

a) El conjunto de números cuánticos (2, 1, 0) es correcto ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un orbital $2p$.

b) El conjunto de números cuánticos (2, 2, −1) es incorrecto ya que si el número cuántico $n = 2$, el número cuántico l solo puede valer 0 o 1.

c) El conjunto de números cuánticos (2, 1, 2) es incorrecto ya que si el número cuántico $l = 1$, el número cuántico m_l solo puede valer −1, 0, 1.

d) El conjunto de números cuánticos (0, 0, 0) es incorrecto ya que el número cuántico n debe valer por lo menos 1.

e) El conjunto de números cuánticos (5, 4, 5) es incorrecto ya que si el número cuántico $l = 4$, el número cuántico m_l solo puede valer ± 4, ± 3, ± 2, ± 1, 0.

La respuesta correcta es la **a**.

7.41. ¿Qué conjunto de números cuánticos n, l y m_l que son correctos para definir el electrón de valencia más externo del elemento de número atómico $Z = 13$?
a) $n = 3$, $l = 2$, $m_l = -1$
b) $n = 3$, $l = 0$, $m_l = 1$
c) $n = 3$, $l = 1$, $m_l = -1$
d) $n = 2$, $l = 1$, $m_l = 1$

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

La configuración electrónica abreviada del elemento de $Z = 13$ es [Ne] $3s^2\ 3p^1$. El electrón más externo se encuentra situado en un orbital $3p$, por lo que sus números cuánticos son:

- $n = 3$ (cuarto nivel de energía)
- $l = 1$ (subnivel de energía p)
- $m_l = 1, 0, -1$ (indistintamente, ya que el subnivel p está triplemente degenerado, es decir, tiene 3 orbitales diferentes p_x, p_y, p_z con la misma energía).

La respuesta correcta es la **c**.

7.42. De los siguientes conjuntos de números cuánticos (n, l, m_l, m_s), identifique los que están prohibidos en un átomo:
a) (4, 2, –1, ½)
b) (5, 0, –1, ½)
c) (2, 2, –1, ½)
d) (4, 4, –1, ½)
e) (6, 0, 0, ½)

(O.Q.L. Preselección Valencia 2007)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $\quad l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $\quad m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $\quad m_s = \pm ½$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $\quad l = 1 \rightarrow$ orbital p $\quad l = 2 \rightarrow$ orbital d $\quad l = 3 \rightarrow$ orbital f

a) El conjunto de números cuánticos (4, 2, –1, ½) es correcto ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón en un orbital $4d$.

b) El conjunto de números cuánticos (5, 0, –1, ½) está prohibido ya que si el número cuántico $l = 0$, el número cuántico m_l solo puede valer 0.

c) El conjunto de números cuánticos (2, 2, –1, ½) está prohibido ya que si el número cuántico $n = 2$, el número cuántico l solo puede valer 0 o 1.

d) El conjunto de números cuánticos (4, 4, –1, ½) está prohibido ya que si el número cuántico $n = 4$, el número cuántico l solo puede valer 0, 1, 2 o 3.

e) El conjunto de números cuánticos (6, 0, 0, ½) es correcto ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón en un orbital $6s$.

Las respuestas correctas son **b, c** y **d**.

7.43. ¿Cuántos electrones diferentes pueden existir con $n = 4$, $l = 3$ y $m_s = -½$?
a) 1
b) 6
c) 7
d) 12
e) 14

(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.L. Extremadura 2013) (O.Q.L. Galicia 2014)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty \qquad l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1) \qquad m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l \qquad m_s = \pm ½$$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de subcapa (orbital atómico):

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \qquad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \qquad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \qquad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f$$

Si el valor del número cuántico l es 3 se trata de un orbital f y existen 7 valores diferentes para el número cuántico m_l, −3, −2, −1, 0, 1, 2, 3, por lo que existirán 7 electrones con el número cuántico $m_s = -½$.

La respuesta correcta es la **c**.

7.44. De los siguientes grupos de números cuánticos que definen a un electrón, solo uno es correcto.
a) $n = 2$ $l = 2$ $m_l = 1$ $m_s = ½$
b) $n = 2$ $l = 1$ $m_l = 2$ $m_s = ½$
c) $n = 3$ $l = 2$ $m_l = 1$ $m_s = 0$
d) $n = 3$ $l = 2$ $m_l = 0$ $m_s = ½$

(O.Q.L. Murcia 2008)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty \qquad l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1) \qquad m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l \qquad m_s = \pm ½$$

a) Incorrecto. Si $n = 2$, el valor de l solo puede ser 0 o 1.

b) Incorrecto. Si $l = 1$, el valor de m_l solo puede ser 0, 1, −1.

c) Incorrecto. El valor de m_s solo puede ser $\pm ½$.

d) **Correcto**. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

La respuesta correcta es la **d**.

7.45. Los números atómicos de dos elementos son i) 15 y ii) 25. Indique los números cuánticos que corresponden al orbital, en cada caso, del último electrón que completa la configuración electrónica en su estado fundamental.

	Elemento i			Elemento ii		
	n	l	m_l	n	l	m_l
a)	3	0	0	4	0	0
b)	3	1	1	3	2	2
c)	3	1	1	4	0	0
d)	3	0	0	3	2	3

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

▪ Elemento i ($Z = 15$). Su configuración electrónica abreviada en el estado fundamental es [Ne] $3s^2\ 3p^3$.

El último electrón se encuentra en un orbital $3p$, por lo que, de las propuestas, le corresponde la siguiente combinación de números cuánticos, $n = 3, l = 1, m_l = 1$.

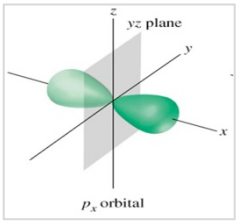
▪ Elemento ii ($Z = 25$). Su configuración electrónica abreviada en el estado fundamental es [Ar] $4s^2\ 3d^5$.

El último electrón se encuentra en un orbital $3d$, por lo que, de las propuestas, le corresponde la siguiente combinación de números cuánticos, $n = 3, l = 2, m_l = 2$.

La respuesta correcta es la **b**.

7.46. ¿Cuál es la probabilidad de encontrar un electrón $2p_x$ en los puntos del plano yz?
a) Nula
b) Uno
c) ½
d) Máxima

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)



Los orbitales p_x tienen forma lobular y los electrones solo pueden encontrarse en los lóbulos que están situados a lo largo del eje x.

La probabilidad de encontrarlos en el plano que forman los ejes yz, llamado plano nodal, es nula.

La respuesta correcta es la **a**.

7.47. Un orbital cuyos valores de los números cuánticos son $n = 2$, $l = 1$, $m_l = 0$ se representa como:
a) Un orbital $2s$
b) Un orbital $1p$
c) Un orbital $2d$
d) Un orbital $2p$

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un orbital:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $\quad l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $\quad m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $\quad l = 1 \rightarrow$ orbital p $\quad l = 2 \rightarrow$ orbital d $\quad l = 3 \rightarrow$ orbital f

a) Falso. Para un orbital $2s$ ($n = 2, l = 0, m_l = 0$). La combinación propuesta corresponde a un orbital $2p$.

b) Falso. Un orbital $1p$ no puede existir ya que si $n = 1$ el valor de l solo puede ser 0. Combinación prohibida.

c) Falso. Un orbital $2d$ no puede existir ya que si $n = 2$ el valor de l solo puede ser 0 o 1. Combinación prohibida.

d) **Verdadero**. Para un orbital $2p$ ($n = 2, l = 1, m_l = 1, 0, -1$).

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2006).

7.48. ¿Cuántos electrones caben como máximo en todos los orbitales d de número cuántico principal menor o igual a cinco?
a) 32
b) 20
c) 18
d) 30

(O.Q.L. La Rioja 2008)

En cada orbital caben 2 electrones y, como el número de orbitales d existentes en un subnivel es 5, en total, caben 10 electrones.

Como los orbitales d existen a partir del valor del número cuántico $n = 3$, el número de electrones que caben en los orbitales $3d$, $4d$ y $5d$ es 30.

La respuesta correcta es la **d**.

7.49. Indique cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos es inaceptable en un átomo:
a) 3, 0, 0, ½
b) 3, 1, 0, ½
c) 2, 1, −1, ½
d) 4, 4, 2, −½
e) 5, 3, 1, ½

(O.Q.L. País Vasco 2008) (O.Q.L. País Vasco 2009)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

a) Aceptable. Los valores de los números cuánticos son correctos para un electrón en un orbital $3s$.

b) Aceptable. Los valores de los números cuánticos son correctos para un electrón en un orbital $3p$.

c) Aceptable. Los valores de los números cuánticos son correctos para un electrón en un orbital $2p$.

d) **Inaceptable**. Si $n = 4$, el valor de l debe ser 0, 1, 2 o 3.

e) Aceptable. Los valores de los números cuánticos son correctos para un electrón en un orbital $5f$.

La respuesta correcta es la **d**.

7.50. ¿Cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos corresponde a un electrón en un orbital $5d$?
a) $n = 5$; $l = 4$; $m_l = -4$; $m_s = ½$
b) $n = 5$; $l = 2$; $m_l = -2$; $m_s = ½$
c) $n = 5$; $l = 1$; $m_l = -1$; $m_s = ½$
d) $n = 5$; $l = 3$; $m_l = -4$; $m_s = ½$
e) $n = 5$; $l = 3$; $m_l = -3$; $m_s = ½$

(O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

A un electrón que se encuentre en un orbital $5d$ le corresponde la siguiente combinación de números cuánticos:

- $n = 5$ (quinto nivel de energía)
- $l = 2$ (subnivel de energía d)
- $m_l = 2, 1, 0, -1, -2$ (indistintamente, ya que el subnivel d está quíntuplemente degenerado, es decir, el subnivel d tiene 5 orbitales diferentes d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}, $d_{x^2-y^2}$, d_{z^2})
- $m_s = \pm ½$

La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en Valencia 2016 se pregunta solo el valor del número cuántico l).

7.51. ¿Cuántos orbitales hay en cada una de las siguientes capas o subcapas?
i) capa $n = 1$ ii) capa $n = 2$ iii) subcapa $3d$ iv) subcapa $4p$
a) 1, 4, 7, 3, respectivamente
b) 1, 4, 5, 3, respectivamente
c) 3, 4, 5, 3, respectivamente
d) 4, 3, 5, 1, respectivamente

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $l = 1 \rightarrow$ orbital p $l = 2 \rightarrow$ orbital d $l = 3 \rightarrow$ orbital f

i) En la capa $n = 1$ solo existe el orbital $1s$, por lo que solo hay 1 orbital.

ii) En la capa $n = 2$ existen el orbital $2s$ y 3 orbitales $2p$ ($2p_x$, $2p_y$, $2p_z$), por lo que hay 4 orbitales.

iii) En la subcapa o subnivel $3d$ existen 5 orbitales ($3d_{xy}$, $3d_{xz}$, $3d_{yz}$, $3d_{x^2-y^2}$, $3d_{z^2}$).

iv) En la subcapa o subnivel $4p$ existen 3 orbitales $4p$ ($4p_x$, $4p_y$, $4p_z$).

La respuesta correcta es la **b**.

7.52. ¿Cuáles son las designaciones por letras para los valores del número cuántico $l = 0, 1, 2, 3$?
a) *s, l, p, d*
b) *s, p, d, f*
c) *p, d, s, l*
d) *a, b, c, d*

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

Los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $\quad$ $l = 1 \rightarrow$ orbital p $\quad$ $l = 2 \rightarrow$ orbital d $\quad$ $l = 3 \rightarrow$ orbital f

La respuesta correcta es la **b**.

7.53. Señale la respuesta correcta para cada uno de los conjuntos de números cuánticos:
a) $n = 2, l = 0, m_l = 1$
b) $n = 1, l = 1, m_l = 1$
c) $n = 3, l = 1, m_l = -1$
d) $n = 3, l = 2, m_l = -3$

(O.Q.L. Murcia 2009)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $\quad$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $\quad$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $\quad$ $m_s = \pm ½$

a) Incorrecto. Si $l = 0$, el valor de m_l solo puede ser 0.

b) Incorrecto. Si $n = 1$, el valor de l solo puede ser 0 y el de m_l también 0.

c) **Correcto**. Los valores de los tres números cuánticos son adecuados.

d) Incorrecto. Si $l = 0$, el valor de m_l solo puede ser −2, −1, 0, 1, 2.

La respuesta correcta es la **c**.

7.54. ¿Cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos (n, l, m_l, m_s) se puede asignar a un electrón determinado?
a) 4, 4, 1, ½
b) 4, 3, 4, −½
c) 4, 3, 2, 1
d) 4, 3, −2, −½

(O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. Murcia 2013)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $\quad$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $\quad$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $\quad$ $m_s = \pm ½$

a) Prohibido. Si $n = 4$, el valor de l debe ser 0, 1, 2 o 3.

b) Prohibido. Si $l = 3$, el valor de m_l debe ser −3, −2, −1, 0, 1, 2, 3.

c) Prohibido. m_s debe ser $\pm ½$.

d) **Permitido**. Todos los valores de los números cuánticos son adecuados.

La respuesta correcta es la **d**.

7.55. ¿Cuántos elementos como máximo pueden existir en el nivel energético con valor del número cuántico principal $n = 3$?
a) 9
b) 16
c) 18
d) 14

(O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. Castilla y León 2011)

El número máximo de electrones y, por tanto, de elementos de un nivel cuántico viene dado por la expresión, $N = 2n^2$. Para $n = 3$, el número de electrones es, $N = 18$.

La respuesta correcta es la **c**.

(En la cuestión propuesta en Castilla y León 2011 se pregunta para $n = 4$).

7.56. ¿Cuántos orbitales tienen los números cuánticos $n = 4$, $l = 3$ y $m_l = 0$?
a) 1
b) 3
c) 7
d) 2
e) 0

(O.Q.L. La Rioja 2010) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. La Rioja 2016) (O.Q.L. La Rioja 2019)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $l = 1 \rightarrow$ orbital p $l = 2 \rightarrow$ orbital d $l = 3 \rightarrow$ orbital f

Si los valores de los números cuánticos son $n = 4$ y $l = 3$ quiere decir que se trata de un orbital $4f$. Existen siete valores diferentes para el número cuántico m_l, −3, −2, −1, 0, 1, 2, 3, por lo que solo uno de estos orbitales puede tener el valor 0.

La respuesta correcta es la **a**.

7.57. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos indica una solución permitida de la ecuación de onda?
a) $n = 2$, $l = 2$, $m_l = 1$, $m_s = -½$
b) $n = 3$, $l = 2$, $m_l = -2$, $m_s = -½$
c) $n = 3$, $l = -2$, $m_l = 0$, $m_s = +½$
d) $n = 2$, $l = 1$, $m_l = 0$, $m_s = 0$

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

a) Prohibido. Si $n = 2$, el valor de l debe ser 0 o 1.

b) **Permitido**. Todos los valores de los números cuánticos son adecuados.

c) Prohibido. El valor de l nunca puede ser menor que 0.

d) Prohibido. El valor de m_s debe ser $\pm$ ½.

La respuesta correcta es la **b**.

7.58. Imagine un universo en el que el número cuántico m_s pueda tomar los valores +½, 0 y –½ en lugar de ±½. Suponiendo que todos los otros números cuánticos pueden tomar únicamente los valores posibles en nuestro mundo y que se aplica el principio de exclusión de Pauli, la nueva configuración electrónica del átomo de nitrógeno será:
a) $1s^3\ 2s^3\ 2p^1$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
c) $1s^3\ 2s^3\ 3p^7$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^7$

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

En nuestro universo, el nitrógeno ($Z = 7$) tiene la siguiente configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$.

Si en ese universo alternativo el número cuántico m_s puede tener tres valores diferentes, cambia el enunciado del principio de exclusión de Pauli (1925), lo que quiere decir que en cada orbital cabrían 3 electrones, por lo que la configuración electrónica del nitrógeno en ese universo sería $1s^3\ 2s^3\ 2p^1$.

La respuesta correcta es la **a**.

7.59. ¿En qué tipo de orbital atómico se encuentra el electrón definido por los números cuánticos: $n = 4$, $l = 2$, $m_l = 0$ y $m_s = ½$?
a) Orbital atómico f
b) Orbital atómico s
c) Orbital atómico p
d) Orbital atómico d

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $\quad l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $\quad m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $\quad m_s = \pm ½$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $\quad l = 1 \rightarrow$ orbital p $\quad l = 2 \rightarrow$ orbital d $\quad l = 3 \rightarrow$ orbital f

De acuerdo con los valores de los números cuánticos propuestos se trata de un electrón perteneciente a un orbital $4d$.

La respuesta correcta es la **d**.

7.60. Indique cuál de los siguientes grupos de valores correspondientes a números cuánticos n, l y m_l es el permitido:
a) 3, –1, 1
b) 1, 1, 3
c) 5, 3, –3
d) 0 ,0, 0
e) 4, 2, 0

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $\quad l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $\quad m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $\quad m_s = \pm ½$

a) Prohibido. l nunca puede ser menor que 0.

b) Prohibido. Si $n = 1$, l y m_l solo pueden valer 0.

c-e) **Permitidos**. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

d) Prohibido. n nunca puede ser 0.

Las respuestas correctas son **c** y **e**.

7.61. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos es posible para un electrón situado en un orbital 4*d*?
a) $n = 4$; $l = 3$; $m_l = -3$; $m_s = ½$
b) $n = 4$; $l = 2$; $m_l = 1$; $m_s = ½$
c) $n = 4$; $l = 1$; $m_l = -2$; $m_s = -½$
d) $n = 4$; $l = 0$; $m_l = 0$; $m_s = -½$

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

A un electrón alojado en un orbital $4d$ le corresponde la siguiente combinación de números cuánticos:

- $n = 4$ (cuarto nivel de energía)
- $l = 2$ (subnivel de energía d)
- $m_l = 2, 1, 0, -1, -2$ (indistintamente, ya que el subnivel d está quíntuplemente degenerado, es decir, tiene 5 orbitales diferentes d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}, $d_{x^2-y^2}$, d_{z^2})
- $m_s = \pm ½$

La respuesta correcta es la **b**.

7.62. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos (*n*, *l* y m_l) está permitida para un orbital?
a) (2, 0, 0)
b) (2, 2, 1)
c) (2, –1, 0)
d) (1, 2, –2)

(O.Q.L. Granada 2011)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

a) **Permitida**. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

b-c) Imposible. Si $n = 2$, el valor de l solo puede ser 0 y 1.

d) Imposible. Si $n = 1$, los valores de l y m_l solo pueden ser 0.

La respuesta correcta es la **a**.

7.63. De las siguientes combinaciones de números cuánticos, ¿cuál es correcta?
a) 3, 1, 1, 0
b) 1, 1, 0, ½
c) 5, 3, –3, –½
d) 2, 1, –2, ½
e) 4, 3, 3, 0
f) 5, 0, 1, ½
g) 3, 2, 0, 0
h) 1, 0, 1, ½

(O.Q.L. Preselección Valencia 2011) (O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

a) La combinación de números cuánticos (3, 1, 1, 0) no es correcta ya que el número cuántico m_s solo puede valer ±½.

b) La combinación de números cuánticos (1, 1, 0, ½) no es correcta ya que si el número cuántico $n = 1$, el número cuántico l solo puede valer 0.

c) La combinación de números cuánticos (5, 3, –3, –½) es correcta ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón en un orbital $5f$.

d) La combinación de números cuánticos (2, 1, –2, ½) no es correcta ya que si el número cuántico $l = 1$, el número cuántico m_l solo puede valer 1, 0, –1.

e) La combinación de números cuánticos (4, 3, 3, 0) no es correcta ya que si el número cuántico $n = 4$, el número cuántico l solo puede valer 0, 1, 2 o 3 y, además, el número cuántico m_s solo puede valor ±½.

f) La combinación de números cuánticos (5, 0, 1, ½) no es correcta ya que si el número cuántico $l = 0$, el número cuántico m_l solo puede valer 0.

g) La combinación de números cuánticos (3, 2, 0, 0) no es correcta ya que el número cuántico m_s solo puede valer ±½.

h) La combinación de números cuánticos (1, 0, 1, +½) no es correcta ya que si el número cuántico $l = 0$, el número cuántico m_l solo puede valer 0.

La respuesta correcta es la **c**.

7.64. ¿Cuántos orbitales atómicos pueden existir con un número cuántico principal igual a n?
a) n orbitales
b) n^2 orbitales
c) $2n$ orbitales
d) $(2n - 1)$ orbitales

(O.Q.L. Castilla y León 2012)

El número de orbitales con igual número cuántico n es n^2. Así pues:

- $n = 2 \rightarrow (1 \text{ orbital } 2s) + (3 \text{ orbitales } 2p) \rightarrow 2^2$ orbitales
- $n = 3 \rightarrow (1 \text{ orbital } 3s) + (3 \text{ orbitales } 3p) + (5 \text{ orbitales } 3d) \rightarrow 3^2$ orbitales
- $n = 4 \rightarrow (1 \text{ orbital } 4s) + (3 \text{ orbitales } 4p) + (5 \text{ orbitales } 4d) + (7 \text{ orbitales } 4f) \rightarrow 4^2$ orbitales

La respuesta correcta es la **b**.

7.65. Dadas las siguientes combinaciones de números cuánticos, la correcta es:
a) 2, 1, –2, ½
b) 7, 3, 3, –½
c) 6, 4, –1, –½
d) 3, 3, 0, ½
e) 0, 0, 0, ½

(O.Q.L. Preselección Valencia 2012)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $\quad l = 0, 1, 2, \ldots, (n - 1)$ $\quad m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $\quad m_s = \pm ½$

a) Incorrecta. Si $l = 1$, el valor de m_l debe ser –1, 0, 1.

b-c) **Correctas**. Todos los valores de los números cuánticos son adecuados.

d) Incorrecta. Si $n = 3$, el valor de l debe ser 0, 1 o 2.

e) Incorrecta. El número cuántico principal n no puede valer 0.

Las respuestas correctas son **b** y **c**.

7.66. ¿Existen orbitales $3p$ de un átomo de nitrógeno?
a) Nunca
b) Siempre
c) Solo cuando está excitado.
d) Solo cuando el nitrógeno está en estado líquido.

(O.Q.L. Asturias 2012)

Un orbital atómico es una región del espacio con una cierta energía en la que existe una elevada probabilidad de encontrar un electrón y que viene descrito por una función matemática llamada función de onda, Ψ. Está definido por tres números cuánticos (n, l y m_l).

Si se habla de un orbital $3p$ para el nitrógeno quiere decir que uno de los siete electrones del nitrógeno incumple el principio de mínima energía y se encontraría en ese orbital de mayor energía, dando lugar a un estado excitado. Sus números cuánticos serían:

- $n = 3$ (tercer nivel de energía)
- $l = 1$ (subnivel de energía p)
- $m_l = 1, 0, -1$ (indistintamente, ya que el subnivel p está triplemente degenerado, es decir, tiene 3 orbitales diferentes p_x, p_y, p_z)
- $m_s = \pm ½$

La respuesta correcta es la **c**.

7.67. ¿Qué pareja de números cuánticos (l, m_l) corresponden a un electrón alojado en un orbital $5f$?
a) (4, 2)
b) (5, 3)
c) (3, 4)
d) (3, 0)
e) (5, 5)

(O.Q.L. Galicia 2012) (O.Q.L. Granada 2020)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $l = 1 \rightarrow$ orbital p $l = 2 \rightarrow$ orbital d $l = 3 \rightarrow$ orbital f

A un electrón que se encuentre en un orbital $5f$ le corresponde la siguiente combinación de números cuánticos:

- $n = 5$ (quinto nivel de energía)
- $l = 3$ (subnivel de energía f)

La respuesta correcta es la **b**.

7.68. Dados los siguientes grupos de números cuánticos (n, l, m_l), indique qué grupo es el que está permitido.
a) (3, 2, 0)
b) (2, 3, 0)
c) (3, 3, 2)
d) (2, –1, 1)

(O.Q.L. Madrid 2012)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

a) **Permitido**. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

b) Prohibido. Si $n = 2$, el valor de l solo puede ser 0 o 1.

c) Prohibido. Si $n = 3$, el valor de l solo puede ser 0, 1 o 2.

d) Prohibido. El valor de l nunca puede ser negativo.

La respuesta correcta es la **a**.

7.69. En el átomo de hidrógeno los orbitales 3*s*, 3*p* y 3*d* tienen:
a) Diferente energía.
b) La misma energía.
c) El hidrógeno no tiene orbitales 3*s*, 3*p* y 3*d*.
d) 3*s* y 3*p* tienen la misma energía, pero 3*d* no.

(O.Q.L. Baleares 2012)

El principio de mínima energía dice que:

"los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes".

Por tanto, todos los orbitales tienen diferente energía.

La respuesta correcta es la **a**.

7.70. ¿Cuántos orbitales *f* tienen el valor $n = 3$?
a) 0
b) 3
c) 5
d) 7
e) 1

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Cantabria 2014)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $l = 1 \rightarrow$ orbital p $l = 2 \rightarrow$ orbital d $l = 3 \rightarrow$ orbital f

Para el número cuántico $n = 3$, los valores posibles del número cuántico l son 0 (orbital s), 1 (orbital p) y 2 (orbital d).

Para ese valor de n, no es posible la existencia de orbitales f.

La respuesta correcta es la **a**.

7.71. ¿A qué elemento químico, representaría el conjunto de números cuánticos: $n = 4$; $l = 1$ y $m_l = 0$; de un electrón de valencia de un átomo en su estado fundamental?
a) Fe
b) In
c) Pd
d) Se

(O.Q.L. Madrid 2013)

Un elemento cuyo electrón de valencia posea el conjunto de números cuánticos propuesto se encuentra en:

- $n = 4$ (debe pertenecer al 4º periodo o nivel de energía)
- $l = 1$ (se trata del subnivel p)
- $m_l = 0$ (se trata de uno de los tres orbitales p)

Las configuraciones electrónicas abreviadas en el estado fundamental de los elementos propuestos son:

Fe $(Z = 26) \rightarrow$ [Ar] $4s^2\ 3d^6$ In $(Z = 49) \rightarrow$ [Kr] $5s^2\ 4d^{10}\ 5p^1$

Pd $(Z = 46) \rightarrow$ [Kr] $5s^2\ 4d^8$ Se $(Z = 34) \rightarrow$ [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^4$

El elemento cuyo electrón de valencia tiene los números cuánticos propuestos es Se.

La respuesta correcta es la **d**.

7.72. Dados los siguientes grupos valores de números cuánticos, indique cuál es el correcto:
a) 3, 2, –2, 0
b) 4, 0, 1, +½
c) 2, 1, –1, –½
d) 2, –1, 0, –½

(O.Q.L. Galicia 2013)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

a) Incorrecto. El valor de m_s solo puede ser $\pm$½.

b) Incorrecto. Si $l = 0$, el valor de m_l debe ser 0.

c) **Correcto**. Todos los valores de los números cuánticos son adecuados.

d) Incorrecto. El valor de l nunca puede ser negativo.

La respuesta correcta es la **c**.

7.73. ¿Cuántos electrones de un átomo pueden tener los números cuánticos $n = 3$ y $l = 2$?
a) 2
b) 5
c) 10
d) 18
e) 6

(O.Q.L. Valencia 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2014) (O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

▪ Si el número cuántico $n = 3$ indica que se trata del tercer nivel de energía.

▪ Si el número cuántico $l = 2$ indica que se trata de un subnivel de energía d.

▪ Si el número cuántico $l = 2$, los valores posibles del número cuántico magnético m_l, son 0, 1, –1, 2, –2, lo que indica que el subnivel de energía d se encuentra quintuplemente degenerado o lo que es lo mismo que en este subnivel hay 5 orbitales $3d$ con idéntico valor de la energía.

▪ Como el número cuántico m_s solo puede tener los valores +½ y –½, quiere decir que en cada orbital caben dos electrones con espines opuestos.

De acuerdo con lo expuesto, en el subnivel $3d$ caben 10 electrones.

La respuesta correcta es la **c**.

7.74. El número máximo de electrones que pueden existir en el subnivel *p*, en el segundo nivel energético y en el subnivel *f* son, respectivamente:
a) 6, 8 y 10
b) 2, 6 y 8
c) 6, 8 y 14
d) 8, 10 y 14

(O.Q.L. Castilla y León 2013) (O.Q.L. Castilla y León 2020)

▪ El subnivel de energía p está triplemente degenerado, es decir, está integrado por tres orbitales atómicos y, como en cada uno de ellos caben dos electrones, el número de electrones del subnivel es 6.

▪ El número de electrones que existen en un nivel de energía viene dado por la expresión $N = 2\,n^2$. Para el nivel $n = 2$ el número de electrones es 8.

▪ El subnivel de energía f está heptuplemente degenerado, es decir, está integrado por siete orbitales atómicos y, como en cada uno de ellos caben dos electrones, el número de electrones del subnivel es 14.

La respuesta correcta es la **c**.

7.75. ¿Cuál será la primera capa que contenga una subcapa *g*?
a) La que tenga un número cuántico principal $n = 3$.
b) La que tenga un número cuántico principal $n = 4$.
c) La que tenga un número cuántico principal $n = 5$.
d) La que tenga un número cuántico principal $n = 6$.

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, 4, 5, ..., \infty$ $\quad l = 0, 1, 2, ..., (n - 1)$ $\quad m_l = -l, ..., 0, ..., +l$ $\quad m_s = \pm ½$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de subcapa (orbital atómico):

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $\quad l = 1 \rightarrow$ orbital p $\quad l = 2 \rightarrow$ orbital d $\quad l = 3 \rightarrow$ orbital f $\quad l = 4 \rightarrow$ orbital g

Si $l = 4$, el mínimo valor de n debe ser 5.

La respuesta correcta es la **c**.

7.76. En un átomo el número de electrones con la notación (2, 1, 2, +½) será:
a) Seis
b) Dos
c) Un
d) Ninguno

(O.Q.L. Asturias 2013)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, ..., \infty$ $\quad l = 0, 1, 2, ..., (n - 1)$ $\quad m_l = -l, ..., 0, ..., +l$ $\quad m_s = \pm ½$

La combinación propuesta es incorrecta ya que si $l = 1$, el valor de m_l debe ser 0, 1 o −1, por lo que ningún electrón de un átomo puede tener ese conjunto de números cuánticos.

La respuesta correcta es la **d**.

7.77. En determinadas condiciones, un elemento X tiene la configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 4p^1$. Indique qué afirmación es correcta:
a) X se encuentra en el estado fundamental.
b) X es un elemento del grupo 15.
c) Los números cuánticos del electrón más externo son (4, 1, 0, ½).
d) Esta configuración no es posible.

(O.Q.L. Asturias 2013)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, ..., \infty$ $\quad l = 0, 1, 2, ..., (n - 1)$ $\quad m_l = -l, ..., 0, ..., +l$ $\quad m_s = \pm ½$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $\quad l = 1 \rightarrow$ orbital p $\quad l = 2 \rightarrow$ orbital d $\quad l = 3 \rightarrow$ orbital f

a-b) Falso. Ese átomo se encuentra en un estado excitado, ya que se incumple el principio de mínima energía al ocuparse antes el subnivel $4p$ que el $3s$, debiendo ser la configuración electrónica en el estado fundamental $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$.

c) **Verdadero**. Como el electrón más externo se encuentra en el orbital $4p$, le corresponden los siguientes valores de los números cuánticos:

- $n = 4$ (debe pertenecer al 4º periodo o nivel de energía)
- $l = 1$ (se trata del subnivel p)

- $m_l = 0$ (se trata de uno de los tres orbitales p)
- $m_s = \pm$ ½ (según cuál sea el espín del electrón)

d) Falso. Esta configuración sí es posible para un electrón que se encuentre en un estado excitado.

La respuesta correcta es la **c**.

7.78. Indique la combinación correcta de números cuánticos:

	n	l	m_l	m_s
a)	2	2	0	½
b)	3	2	0	½
c)	3	0	1	–½
d)	2	1	–2	½

(O.Q.L. País Vasco 2013)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm$ ½

a) Incorrecta. Si $n = 2$, el valor de l solo puede ser 0 o 1.

b) **Correcta**. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

c) Incorrecta. Si $l = 0$, el valor de m_l solo puede ser 0.

d) Incorrecta. Si $l = 1$, el valor de m_l solo puede ser –1, 0, 1.

La respuesta correcta es la **b**.

7.79. ¿Cuál de estos conjuntos de números cuánticos (n, l, m_l, m_s) puede corresponder al último electrón del galio?
a) 3, 2, 1, –½
b) 4, 1, 0, ½
c) 4, 1, 2, ½
d) 3, 1, –1, –½

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

La configuración electrónica abreviada del Ga ($Z = 31$) es [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^1$. De acuerdo con la misma, los valores que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo, $4p^1$, son:

- $n = 4$ (se encuentra en el 4º periodo o nivel de energía)
- $l = 1$ (se trata del subnivel p)
- $m_l = 1, 0, -1$ (se trata de un orbital p)
- $m_s = \pm$ ½ (según cuál sea el espín del electrón)

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Almería 1999).

7.80. Solo una de las siguientes combinaciones de números cuánticos es posible para un electrón:
a) $n = 3$, $l = 3$, $m_l = 0$
b) $n = 3$, $l = 0$, $m_l = -2$
c) $n = 6$, $l = 2$, $m_l = 3$
d) $n = 3$, $l = 2$, $m_l = 1$

(O.Q.L. Murcia 2014) (O.Q.L. Murcia 2016)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm$ ½

a) Prohibida. Si $n = 3$, el valor de l debe ser 0, 1 o 2.

b) Prohibida. Si $l = 0$, el valor de m_l debe ser 0.

c) Prohibida. Si $l = 2$, el valor de m_l debe ser 0, ± 1, ± 2.

d) **Posible**. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

La respuesta correcta es la **d**.

7.81. Indique cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos representa una de las soluciones para la ecuación de onda del átomo de hidrógeno:
a) 2, 0, –1, ½
b) 4, 2, 0, ½
c) 3, 4, 0, –½
d) 3, 1, 2, –½

(O.Q.L. La Rioja 2014)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

a) Prohibido. Si $l = 0$, el valor de m_l debe ser 0.

b) **Permitido**. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

c) Prohibido. Si $n = 3$, el valor de l debe ser 0, 1 o 2.

d) Prohibido. Si $l = 1$, el valor de m_l debe ser –1, 0, 1.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997).

7.82. ¿A qué elemento químico, representaría el conjunto de números cuánticos: $n = 5$; $l = 1$ y $m_l = 0$; de un electrón de valencia de un átomo en su estado fundamental?
a) Ag
b) In
c) Pb
d) Te
e) Po

(O.Q.L. Galicia 2014)

Un elemento cuyo electrón de valencia posea el conjunto de números cuánticos propuesto se encuentra en:

- $n = 5$ (debe pertenecer al 5º periodo o nivel de energía)
- $l = 1$ (se trata del subnivel p)
- $m_l = 0$ (se trata de uno de los tres orbitales p)

Las configuraciones electrónicas abreviadas en el estado fundamental de los elementos propuestos son:

Ag $(Z = 47) \rightarrow$ [Kr] $5s^1\ 4d^{10}$

In $(Z = 49) \rightarrow$ [Kr] $5s^2\ 4d^{10}\ 5p^1$

Te $(Z = 52) \rightarrow$ [Kr] $5s^2\ 4d^{10}\ 5p^4$

Pb $(Z = 82) \rightarrow$ [Xe] $4f^{14}\ 6s^2\ 5d^{10}\ 6p^2$

Po $(Z = 84) \rightarrow$ [Xe] $4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^2\ 6p^4$

Los elementos cuyo electrón de valencia tiene los números cuánticos propuestos son In y Te.

Las respuestas correctas son **b** y **d**.

7.83. El experimento de Stern-Gerlach demostró la existencia de:
a) Partículas alfa
b) Radiación nuclear
c) La carga del núcleo
d) El espín electrónico
e) El espín nuclear

(O.Q.L. Madrid 2014)

Otto Stern (1888-1969) y Walter Gerlach (1889-1979) realizaron en 1922 un experimento en el que vaporizaron átomos de plata en el interior de un campo magnético. Obtuvieron dos finos haces de átomos de plata. Con ello demostraron que los electrones al girar sobre sí mismos poseen un momento angular intrínseco. Esto conducirá al número cuántico de espín del electrón.

Por este descubrimiento, O. Stern fue galardonado con el Premio Nobel de Física de 1943.

La respuesta correcta es la **d**.

7.84. Solo una de las siguientes combinaciones de números cuánticos es posible para un electrón:
a) $n = 2, l = 3, m_l = 0$
b) $n = 3, l = 1, m_l = -2$
c) $n = 5, l = 2, m_l = 3$
d) $n = 2, l = 1, m_l = 1$

(O.Q.L. Murcia 2015)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $\quad l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $\quad m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $\quad m_s = \pm ½$

a) Prohibida. Si $n = 2$, el valor de l debe ser 0 o 1.

b) Prohibida. Si $l = 1$, el valor de m_l debe ser 0, 1 o –1.

c) Prohibida. Si $l = 2$, el valor de m_l debe ser 0, ± 1, ± 2.

d) **Posible**. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

La respuesta correcta es la **d**.

7.85. Los números cuánticos de el (los) electrón (es) de la capa de valencia del $_{13}$Al son:
a) (2, 0, 0, ±½) y (2, 1, –1, ±½)
b) (3, 1, –1, ±½)
c) (3, 0, 0, ±½) y (3, 1, –1, ±½)
d) (2, 1, –1, ±½)

(O.Q.L. La Rioja 2015)

La configuración electrónica abreviada del Al ($Z = 13$) es, [Ne] $3s^2\ 3p^1$. Como se observa, tiene tres electrones en la su capa de valencia:

- dos en el orbital $3s$ cuyos números cuánticos son:
  - $n = 3$ (tercer nivel de energía)
  - $l = 0$ (subnivel de energía s)
  - $m_l = 0$ (el subnivel s tiene un único orbital $3s$)
  - $m_s = \pm ½$ (espín del electrón)
- uno en el orbital $3p$ cuyos números cuánticos son:
  - $n = 3$ (tercer nivel de energía)
  - $l = 1$ (subnivel de energía p)

- $m_l = 1, 0, -1$ (indistintamente, ya que el subnivel p está triplemente degenerado, es decir, tiene tres orbitales diferentes, p_x, p_y, p_z)
- $m_s = \pm ½$ (espín del electrón)

Los números cuánticos de los electrones de valencia son $(3, 0, 0, \pm ½)$ y $(3, 1, -1, \pm ½)$.

La respuesta correcta es la **c**.

7.86. ¿A qué elemento químico, representaría el conjunto de números cuánticos: $n = 5$; $l = 1$ y $m_l = 0$; de un electrón de valencia de un átomo en su estado fundamental?
a) Co
b) Rh
c) Se
d) Sb

(O.Q.L. Galicia 2015)

Un elemento cuyo electrón de valencia posea el conjunto de números cuánticos propuesto se encuentra en:

- $n = 5$ (debe pertenecer al 5º periodo o nivel de energía)
- $l = 1$ (se trata del subnivel p)
- $m_l = 0$ (se trata de uno de los tres orbitales p)

Las configuraciones electrónicas abreviadas en el estado fundamental de los elementos propuestos son:

Co $(Z = 27) \rightarrow$ [Ar] $4s^2\ 3d^7$ Rh $(Z = 45) \rightarrow$ [Kr] $5s^2\ 4d^7$

Se $(Z = 34) \rightarrow$ [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^4$ Sb $(Z = 51) \rightarrow$ [Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^3$

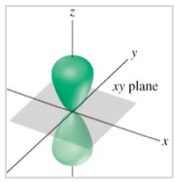
De los elementos propuestos, aquél cuyo electrón de valencia tiene esos números cuánticos es Sb.

La respuesta correcta es la **d**.

7.87. ¿En cuál de los siguientes orbitales atómicos es nula la probabilidad de encontrar el electrón en la dirección del eje x?
a) p_x
b) p_z
c) s
d) $d_{x^2-y^2}$

(O.Q.L. Murcia 2015)

De los orbitales atómicos propuestos, el único en el que es nula la probabilidad de encontrar al electrón en la dirección del eje x es el orbital p_z que tiene dos lóbulos según la dirección del eje z, por lo que la probabilidad de encontrar un electrón solo es posible en esa dirección.



La respuesta correcta es la **b**.

7.88. Un electrón que tiene $n = 3$ y $m_l = 0$:
a) Debe tener $m_s = \pm ½$
b) Debe tener $l = 1$
c) Puede tener $l = 0$, 1 o 2
d) Debe tener $l = 2$

(O.Q.L. Extremadura 2015)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n - 1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

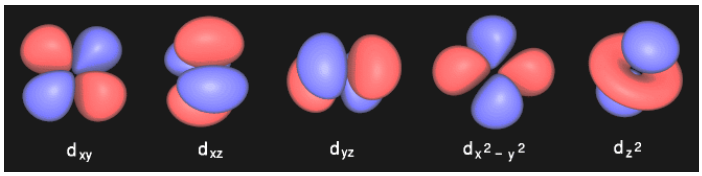
Si el valor del número cuántico n es 3 quiere decir que los valores posibles del número l son 0, 1 o 2.

La respuesta correcta es la **c**.

7.89. ¿Cuál de las siguientes notaciones es correcta para designar un orbital *d*?
a) $4d_{x^2-y^2}$
b) $3d_{x^2+y^2}$
c) $4d_{x^2+y^2}$
d) $2d_{x^2+y^2}$

(O.Q.N. Alcalá 2016)

Los orbitales d ($l = 2$) aparecen a partir de $n = 3$ y tienen las siguientes designaciones y geometrías:



La respuesta correcta es la **a**.

7.90. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos no es correcta?

	n	l	m_l	m_s
a)	2	2	1	½
b)	3	1	0	–½
c)	1	0	0	–½
d)	4	2	–1	½

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, ..., \infty$ $\quad l = 0, 1, 2, ..., (n-1)$ $\quad m_l = -l, ..., 0, ..., +l$ $\quad m_s = \pm ½$

a) **Incorrecto**. Si $n = 2$, el valor de l solo puede ser 0 o 1.

b-c-d) Correcto. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

La respuesta correcta es la **a**.

7.91. La definición de orbital atómico es:
a) Función matemática que describe el movimiento de un electrón alrededor de un núcleo.
b) Región del espacio, en condiciones normales, donde encontrar al electrón.
c) Función matemática que proporciona una distribución estadística de densidad de carga negativa alrededor del núcleo.
d) Función matemática de energía atómica.

(O.Q.L. Murcia 2016)

Un orbital atómico es una región del espacio con una cierta energía en la que existe una elevada probabilidad de encontrar un electrón y que viene descrito por una función matemática llamada función de onda, Ψ, cuyo al valor elevado al cuadrado proporciona la distribución de carga alrededor del núcleo.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 1997 y otras).

7.92. ¿Cuántos electrones de un átomo pueden tener los números cuánticos $n = 4$ y $l = 0$?
a) 1
b) 2
c) 4
d) 8

(O.Q.L. Valencia 2016)

▪ Si el número cuántico $n = 4$, indica que se trata del cuarto nivel de energía.

▪ Si el número cuántico $l = 0$, indica que se trata de un subnivel de energía s.

▪ Si el número cuántico $l = 0$, el único valor posible de m_l, es 0, lo que indica que en el subnivel de energía s solo hay un orbital, que es el orbital $4s$.

▪ Como el número cuántico m_s solo valer $\pm$½, quiere decir que en cada orbital caben dos electrones con espines opuestos.

De acuerdo con lo expuesto, el número total de electrones que caben en el orbital $4s$ es 2.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2013).

7.93. Indique, entre las siguientes, la combinación correcta de números cuánticos para un electrón de un átomo:

a) $n = 2$ $l = 2$ $m_l = 0$ $m_s = ½$
b) $n = 3$ $l = 2$ $m_l = 0$ $m_s = ½$
c) $n = 3$ $l = 0$ $m_l = 1$ $m_s = -½$
d) $n = 2$ $l = 1$ $m_l = -2$ $m_s = ½$
e) $n = 3$ $l = 3$ $m_l = 1$ $m_s = -½$

(O.Q.L. País Vasco 2016)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

a) Incorrecto. Si $n = 2$, el valor de l solo puede ser 0 o 1.

b) **Correcto**. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

c) Incorrecto. Si $l = 0$, el valor de m_l solo puede ser 0.

d) Incorrecto. Si $l = 1$, el valor de m_l solo puede ser 0, 1 o –1.

e) Incorrecto. Si $n = 3$, el valor de l solo puede ser 0, 1 o 2.

La respuesta correcta es la **b**.

7.94. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos, n, l, m_l y m_s no es válida?
a) 1, 1, 0, –½
b) 2, 0, 0, ½
c) 3, 1, 0, ½
d) 4, 3, 2, –½

(O.Q.N. El Escorial 2017) (O.Q.L. Galicia 2018)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

a) **Incorrecto**. Si $n = 1$, el valor de l solo puede ser 0.

b-c-d) Correcto. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

La respuesta correcta es la **a**.

7.95. Un electrón con $n = 4$ y $l = 2$:
a) Debe tener $m_l = 3$
b) Debe tener $m_s = -½$
c) Puede tener $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$
d) Puede tener $m_l = -3$

(O.Q.L. Extremadura 2017)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

c) **Verdadero**. Si $l = 2$, Los valores posibles de $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$.

a-d) Falso. Según se ha justificado en el apartado anterior.

b) Falso. El valor de m_s puede ser indistintamente +½ o –½.

La respuesta correcta es la **c**.

7.96. Para el átomo neutro del elemento de número atómico 17 y número másico 35, la estructura electrónica (configuración electrónica) y los números cuánticos (n, l, m_l, m_s) del electrón más externo serán:

	Estructura	Números cuánticos
a)	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$	(3, 1, –1, ½)
b)	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$	(4, 1, 1, ½)
c)	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$	(3, 1, 1, –½)
d)	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$	(3, 1, –1, –½)

(O.Q.L. Asturias 2017)

La configuración electrónica del elemento con $Z = 17$ es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$.

Los valores de los números cuánticos de uno de los electrones situados en un orbital $3p$ pueden ser:

- $n = 3$ (tercer nivel de energía)
- $l = 1$ (subnivel de energía p)
- $m_l = 1, 0, -1$ (indistintamente, ya que el subnivel p está triplemente degenerado, es decir, el subnivel p tiene 3 orbitales diferentes p_x, p_y, p_z)
- $m_s = \pm ½$ (espín del electrón)

De las combinaciones propuestas, la que corresponde a la configuración electrónica correcta es (3, 1, –1, ½).

La respuesta correcta es la **a**.

7.97. Indique los valores de los números cuánticos n, l, m_l y m_s para describir el electrón de valencia más externo del elemento de número atómico Z= 35:
a) 3, 2, 0, ½
b) 3, 3, 1, ½
c) 4, 1, 2, ½
d) 4, 2, 1, ½
e) 4, 1, 1, ½

(O.Q.L. Granada 2017)

La configuración electrónica abreviada del elemento de número atómico $Z = 35$ es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$. El electrón más externo se encuentra en un orbital $4p$ por lo que sus números cuánticos son:

- $n = 4$ (cuarto nivel de energía)
- $l = 1$ (subnivel de energía p)
- $m_l = 1, 0, -1$ (indistintamente, ya que el subnivel p está triplemente degenerado, es decir, tiene 3 orbitales diferentes: p_x, p_y, p_z).
- $m_s = \pm ½$ (espín del electrón)

Los números cuánticos del electrón de valencia más externo son (4, 1, 1, ½).

La respuesta correcta es la **e**.

(Cuestión similar a la propuesta en Granada 2016).

7.98. Indique cuál de las siguientes combinaciones son conjuntos válidos de números cuánticos para un electrón de un átomo de carbono en su estado fundamental es:
a) (1, 0, 1, ½)
b) (2, 2, –1, –½)
c) (3, 1, –1, ½)
d) (2, 0, 0, –½)

(O.Q.L. La Rioja 2017)

Al carbono ($Z = 6$) le corresponde la configuración electrónica abreviada [He] $2s^2\ 2p^2$. De acuerdo con la misma, los valores de los números cuánticos que pueden tomar los sus electrones son:

$n = 1$ o 2

$l = 0$ (si están en el subnivel s) o 1 (si están en el subnivel p)

$m_l = 0$ (si se alojan en un orbital s) o 0, +1, –1 (si se alojan en un orbital p)

$m_s = \pm$ ½ (según cuál sea el espín del electrón)

De los conjuntos de números cuánticos propuestos, el único válido es (2, 0, 0, –½) que corresponde a un electrón situado en el orbital $2s$.

La respuesta correcta es la **d**.

7.99. Señale el orbital que queda designado por los números cuánticos $n = 3$, $l = 1$ y $m_l = 0$:
a) $3s$
b) $3p$
c) $4p$
d) $3d$

(O.Q.L. Murcia 2017)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $\quad l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $\quad m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $\quad m_s = \pm$ ½

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $\quad l = 1 \rightarrow$ orbital p $\quad l = 2 \rightarrow$ orbital d $\quad l = 3 \rightarrow$ orbital f

Se trata de uno de los tres orbitales $3p$ ($n = 3, l = 1, m_l = 1, 0, -1$).

La respuesta correcta es la **b**.

7.100. Según el modelo atómico actual:
a) Los electrones del orbital $2p$ describen movimientos que recuerdan el número 8.
b) Los electrones están sometidos a fuerzas repulsión con otros electrones.
c) Los electrones no tienen energía cinética.
d) Los protones están deslocalizados.
e) Los electrones están sometidos a fuerzas atractivas con el núcleo.
f) No existe la posibilidad de un salto del electrón del H desde el orbital $1s$ al $3p$.
g) La energía de los electrones del Ca puede tomar cualquier valor.

(O.Q.L. Murcia 2017) (O.Q.L. Murcia 2018)

Los electrones que se encuentran dentro de un orbital atómico se encuentran sometidos a fuerzas de atracción por parte del núcleo y fuerzas de repulsión entre sí y con el resto de los electrones de los demás orbitales.

Las respuestas correctas son **b** y **e**.

7.101. Para un átomo de hidrógeno excitado con el número cuántico $n = 9$, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?
a) La energía del átomo es menor que la energía que tendría con un estado en el que $n = 8$.
b) Si $l = 0$, hay nueve posibles valores para el número cuántico m_l.
c) El electrón debe ocupar un orbital de tipo p.
d) El número cuántico l puede tener los valores 0, 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

a) Falso. Según el modelo de Bohr (1913), la energía, en J, correspondiente a un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la ecuación:

$$E = -2{,}18\cdot 10^{-18}\frac{Z^2}{n^2}$$

Como $Z = 1$, al tratarse de valores negativos, $E_9 > E_8$.

b) Falso. De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$m_l = -l,\ldots, 0, \ldots, +l$$

por lo que si $l = 0$, entonces, $m_l = 0$, y hay un único valor.

c) Falso. Si $n = 9$, el electrón puede ocupar cualquier orbital s, p, d, f, g,....

d) **Verdadero**. De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$$

Por lo que si $n = 9$, entonces, $l = 0, 1, 2, \ldots, 8$.

La respuesta correcta es la **d**.

7.102. ¿Cuál de estas afirmaciones es correcta?
a) El electrón definido por los números cuánticos (2, 1, 0, ½) se encuentra en la capa de valencia del S.
b) Uno de los electrones del átomo de Na viene definido por los números cuánticos (2, 1, 0, ½).
c) El electrón que pierde el átomo de Na para alcanzar el octeto viene definido por los números cuánticos (3, 0, 1, ½).
d) El electrón definido por los números cuánticos (2, 2, –1, ½) es el que gana el átomo de F para alcanzar el octeto.

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty \qquad l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1) \qquad m_l = -l,\ldots, 0, \ldots, +l \qquad m_s = \pm\,½$$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \qquad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \qquad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \qquad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f$$

a) Falso. Al azufre ($Z = 16$) le corresponde la configuración electrónica abreviada [Ne] $3s^2\ 3p^4$. De acuerdo con la misma, su capa de valencia está integrada por orbitales $3s$ y $3p$, mientras que un electrón definido por los números cuánticos (2, 1, 0, ½) pertenece a electrón situado en un orbital $2p$ ($n = 2$ y $l = 1$) que no pertenece a la capa de valencia.

b) **Verdadero**. La configuración electrónica abreviada del sodio (Na) es [Ne] $3s^1$ y los números cuánticos para ese electrón son (3, 0, 0, ½), por lo que la combinación de números cuánticos (2, 1, 0, ½) pertenece a un electrón situado en uno de los orbitales $2p$ de la capa anterior.

c) Falso. El conjunto de números cuánticos (3, 0, 1, ½) está prohibido, ya que si $l = 0$ el valor de m_l solo puede ser 0.

d). Falso. El conjunto de números cuánticos (2, 2, –1, ½) está prohibido, ya que si $n = 2$ el valor de l solo puede ser 0 o 1.

La respuesta correcta es la **b**.

7.103. Para los orbitales 3*d*, el número cuántico *l* es:
a) 3
b) 2
c) 1
d) 0

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $l = 1 \rightarrow$ orbital p $l = 2 \rightarrow$ orbital d $l = 3 \rightarrow$ orbital f

La respuesta correcta es la **b**.

7.104. ¿Cuántos electrones con números cuánticos distintos pueden existir en un subnivel con $n = 4$ y $m_l = 2$?
a) 2
b) 4
c) 8
d) 10
e) Nada de lo dicho.

(O.Q.L. Granada 2018)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de subcapa (orbital atómico):

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $l = 1 \rightarrow$ orbital p $l = 2 \rightarrow$ orbital d $l = 3 \rightarrow$ orbital f

Si $m_l = 2$ quiere decir que el electrón se encuentra en uno de los cinco orbitales d, por lo que existirán 2 electrones que se diferenciarán únicamente en el número cuántico de espín, m_s.

La respuesta correcta es la **a**.

7.105. El conjunto de números cuánticos que caracteriza al electrón externo o electrón diferenciador del átomo de bario en su estado fundamental es:
a) 6, 1, 1, ½
b) 6, 0, 1, ½
c) 6, 0, 0, –½
d) 6, 1, 0, ½
e) 6, 2, 1, –½

(O.Q.L. Granada 2018)

La configuración electrónica abreviada del bario, Ba, ($Z = 56$) en su estado fundamental es [Xe] $6s^2$. De acuerdo con ella, los valores que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo son:

$n = 6$ (se encuentra en el 6º periodo o nivel de energía)

$l = 0$ (se trata del subnivel s)

$m_l = 0$ (se trata de un orbital s)

$m_s = \pm ½$ (según cuál sea el espín del electrón)

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Almería 1999 y otras).

7.106. ¿Cuántos orbitales tienen los números cuánticos $n = 4$, $l = 2$ y $m_l = 0$?
a) 7
b) 3
c) 1
d) 0

(O.Q.L. La Rioja 2018)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $l = 1 \rightarrow$ orbital p $l = 2 \rightarrow$ orbital d $l = 3 \rightarrow$ orbital f

Si $n = 4$ y $l = 2$ quiere decir que se trata de un orbital $4d$. Existen cinco valores diferentes para el número cuántico m_l, −2, −1, 0, 1, 2, por lo que solo uno de los cinco orbitales $4d$ puede tener el valor 0.

La respuesta correcta es la **c**.

7.107. ¿Qué tipo de orbital describen los números cuánticos $n = 5$, $l = 2$, $m_l = 2$ y $m_s = ½$?
a) $3s$
b) $5p$
c) $5d$
d) $5s$

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $l = 1 \rightarrow$ orbital p $l = 2 \rightarrow$ orbital d $l = 3 \rightarrow$ orbital f

De acuerdo con los valores de los números cuánticos propuestos se trata de un electrón perteneciente a un orbital $5d$.

La respuesta correcta es la **c**.

7.108. En un átomo polielectrónico se han asignado números cuánticos a distintos electrones tal como se indica en la tabla adjunta. Tendrán la misma energía:

	n	l	m_l	m_s
I	4	3	−2	½
II	4	3	2	−½
III	4	2	1	−½
IV	3	2	−1	½

a) Ninguno, todos tienen distinta energía.
b) Todos tiene la misma energía.
c) Solo I y II.
d) Solo I y IV.

(O.Q.L. Asturias 2018)

Tienen idéntico valor de la energía aquellos electrones que tengan los mismos valores de los números cuánticos n y l, ya que los estados de m_l están degenerados, es decir tienen la misma energía, tal como ocurre en los grupos I y II.

La respuesta correcta es la **c**.

7.109. Los cuatro números cuánticos (n, l, m_l y m_s) del noveno electrón del átomo de sodio (Z = 11) son:
a) 9 8 –2 –½
b) 2 1 1 –½
c) 3 0 0 –½
d) 2 1 0 ½

(O.Q.L. Murcia 2019)

La configuración electrónica del sodio ($Z = 11$) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ y, de acuerdo con el principio de mínima energía, la que le corresponde a su noveno electrón es $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$.

A un electrón que se encuentre en un orbital $2p$ le corresponde la siguiente combinación de números cuánticos:

- $n = 2$ (cuarto nivel de energía)
- $l = 1$ (subnivel de energía p)
- $m_l = 1, 0, -1,$ (indistintamente, ya que el subnivel p está triplemente degenerado, es decir, el subnivel p tiene 3 orbitales diferentes p_x, p_y, p_z)
- $m_s = \pm ½$ (según cuál sea el espín del electrón)

Las respuestas correctas son **b** y **d**.

7.110. ¿Cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos no es correcto?
a) 4, 3, –2, ½
b) 4, 3, –2, –½
c) 4, 3, –1, ½
d) 4, 2, –2, –½
e) 4, 4, –2, –½

(O.Q.L. País Vasco 2019)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

a-b-c-d) Correcto. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

e) **Incorrecto**. Si $n = 4$, el valor de l debe ser 0, 1, 2 o 3.

La respuesta correcta es la **e**.

7.111. De las siguientes series de números cuánticos, ¿cuál corresponde a la subcapa $2p$ del átomo de oxígeno?
a) (2, 0, 0, ½)
b) (2, 1, 0, ½)
c) (2, 2, 0, ½)
d) (2, 1, 0, 0)

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2019)

A un electrón que se encuentre en un orbital $2p$ le corresponde la siguiente combinación de números cuánticos:

- $n = 2$ (segundo nivel de energía)
- $l = 1$ (subnivel de energía p)
- $m_l = 1, 0, -1$ (indistintamente, ya que el subnivel p está triplemente degenerado, es decir, tiene 3 orbitales diferentes p_x, p_y, p_z)
- $m_s = \pm ½$ (según cuál sea el espín del electrón)

La respuesta correcta es la **b**.

7.112. De las siguientes combinaciones de números cuánticos:
I. (2, 1, 1, ½) II. (3, 1, 0, –½) III. (3, 2, 2, ½) IV. (3, 1, 1, –½)
¿Cuál podría referirse al electrón más externo del azufre en estado fundamental (Z= 16)?
a) I
b) II, III, y IV
c) III
d) II y IV

(O.Q.L. Asturias 2019)

El azufre ($Z = 16$) tiene una configuración electrónica abreviada [Ne] $3s^2\ 3p^4$. De acuerdo con ella, los valores que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo son:

$n = 3$ (tercer nivel de energía)

$l = 1$ (subnivel de energía p)

$m_l = 1, 0, -1$ (indistintamente, ya que el subnivel p está triplemente degenerado, es decir, tiene 3 orbitales diferentes p_x, p_y, p_z)

$m_s = \pm$ ½ (según cuál sea el espín del electrón)

De acuerdo con lo expuesto, de las configuraciones electrónicas propuestas, las que son compatibles con el electrón más externo del azufre son:

II. (3, 1, 0, –½) IV. (3, 1, 1, –½)

La respuesta correcta es la **d**.

7.113. Del conjunto de números cuánticos que se indican a continuación, ¿cuál no está permitido?
a) 2, 1, 0, ½
b) 3, 1, –1, ½
c) 2, 2, 1, –½
d) 3, 2, –2, ½

(O.Q.L. Extremadura 2020)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm$ ½

a-b-d) Correcto. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

c) **Incorrecto**. Si $n = 2$, el valor de l solo puede ser 0 o 1.

La respuesta correcta es la **c**.

7.114. Una de las siguientes afirmaciones es incorrecta:
a) El número cuántico *l*, define la orientación de la órbita que describe un electrón.
b) Los valores que puede tener el número cuántico *l*, dependen del número cuántico principal *n* y van desde 0 hasta (*n* – 1).
c) Un electrón situado en el orbital 5*g* tiene como posibles números cuánticos (5, 4, 0, ½).
d) En un átomo no puede haber 2 electrones con idénticos números cuánticos.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2020)

a) **Incorrecto**. El número cuántico del momento angular orbital, l, está asociado a la excentricidad de las órbitas elípticas en las que puede girar un electrón, la orientación de las mismas por efecto de un campo magnético externo está relacionada con el número cuántico magnético, m_l.

b) Correcto. De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm$ ½

c) Correcto. Los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $\quad l = 1 \rightarrow$ orbital p $\quad l = 2 \rightarrow$ orbital d $\quad l = 3 \rightarrow$ orbital f $\quad l = 4 \rightarrow$ orbital g

Si $n = 5$, entonces, $l = 4$ y los valores de m_l pueden ser –4, –3, –2, –1, 0, 1, 2, 3, 4.

d) Correcto. El principio de exclusión de Pauli (1925) dice:

"en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los espines opuestos"

por lo que dos electrones de un mismo átomo se deben diferenciar, al menos, en el valor del número cuántico de espín.

La respuesta correcta es la **a**.

7.115. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos (n, l y m_l) no es posible para representar a un orbital?
a) (2, 2, 1)
b) (1, 0, 0)
c) (4, 2, 2)
d) (3, 1, –1)

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2020)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $\quad l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $\quad m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $\quad m_s = \pm ½$

a) **Imposible**. Si $n = 2$, el valor de l solo puede ser 0 y 1.

b-c-d) Posible. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

La respuesta correcta es la **a**.

7.116. Indique cuál de las siguientes combinaciones de los números cuánticos principal, del momento angular orbital, magnético y de espín no puede existir en un electrón que forme parte de un átomo:
a) (2, 1, –1, ½)
b) (3, 2, 1, –½)
c) (1, 0, 0, ½)
d) (2, 2, –2, –½)

(O.Q.L. Castilla y León 2020)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $\quad l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $\quad m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $\quad m_s = \pm ½$

a-b-c) Verdadero. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

4) **Falso**. Si $n = 2$, el valor de l solo puede ser 0 o 1.

La respuesta correcta es la **d**.

7.117. ¿Cuántos electrones diferentes pueden existir con $n = 4$, $l = 3$ y $m_s = -½$?
a) 1
b) 6
c) 7
d) 12
e) 14

(O.Q.L. Granada 2020)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $\quad l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $\quad m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $\quad m_s = \pm ½$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de subcapa (orbital atómico):

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $\quad$ $l = 1 \rightarrow$ orbital p $\quad$ $l = 2 \rightarrow$ orbital d $\quad$ $l = 3 \rightarrow$ orbital f

Los valores, $n = 4$ y $l = 3$, indican que se trata de los 7 orbitales f, y si $m_s = -½$, quiere decir que hay un electrón en cada uno de esos orbitales, por lo que existen 7 electrones que solo se van a diferenciar en el valor del número cuántico magnético, m_l.

La respuesta correcta es la **c**.

7.118. ¿Cuál de estos conjuntos de números cuánticos de un electrón no es posible?
a) (1, 0, 0, ½)
b) (3, 1, –1, –½)
c) (2, 1, 1, ½)
d) (3, 3, –2, ½)

(O.Q.L. Madrid 2020)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $\quad$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $\quad$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $\quad$ $m_s = \pm ½$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $\quad$ $l = 1 \rightarrow$ orbital p $\quad$ $l = 2 \rightarrow$ orbital d $\quad$ $l = 3 \rightarrow$ orbital f

a) Posible. Los valores de los números cuánticos son correctos para un electrón en un orbital $1s$.

b) Posible. Los valores de los números cuánticos son correctos para un electrón en un orbital $3p$.

c) Posible. Los valores de los números cuánticos son correctos para un electrón en un orbital $2p$.

d) **Imposible**. Si $n = 3$, el valor de l debe ser 0, 1, o 2.

La respuesta correcta es la **d**.

7.119. ¿Cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos es aceptable para el electrón más externo del ion Mg^+ en su configuración de menor energía?
a) 3, 2, 0, ½
b) 2, 1, 0, –½
c) 1, 0, 0, ½
d) 3, 0, 0, –½

(O.Q.N. Valencia 2020)

La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) es [Ne] $3s^2$, y si cede un electrón de su capa más externa se transforma en el ion Mg^+ cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^1$.

El electrón más externo se encuentra en un orbital $3s$ por lo que sus números cuánticos son:

- $n = 3$ (tercer nivel de energía)
- $l = 0$ (subnivel de energía s)
- $m_l = 0$ (orbital s)
- $m_s = \pm ½$ (espín del electrón)

De las combinaciones propuestas, la que corresponde a la configuración electrónica es (3, 0, 0, –½).

La respuesta correcta es la **d**.

8. CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS Y PRINCIPIO DE CONSTRUCCION (AUFBAU)

8.1. Los números atómicos del manganeso y níquel son 25 y 28, respectivamente. Los iones Mn(II) y Ni(II) son, respectivamente:
a) Iones [Ar] $3d^5$ y [Ar] $3d^7$.
b) Ambos iones son [Ar] $3d^5$.
c) Iones [Ar] $3d^5$ y [Ar] $3d^8$.
d) Iones [Ar] $3d^6$ y [Ar] $3d^9$.
e) Ambos iones son [Ar] $3d^8$.
f) Iones s^2d^3 y s^2d^6.

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004) (O.Q.L. Extremadura 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2014) (O.Q.L. Castilla y León 2015) (O.Q.L. Jaén 2017) (O.Q.L. Castilla y León 2018)

La configuración electrónica abreviada del Mn ($Z = 25$) es [Ar] $4s^2\ 3d^5$ ya que, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

le corresponde la siguiente distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$ es:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑	↑	↑	↑	↑

El Mn^{2+} pierde los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $4s$, y su configuración electrónica es [Ar] $3d^5$.

▪ De la misma forma, para Ni ($Z = 28$) la configuración electrónica es [Ar] $4s^2\ 3d^8$:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

El Ni^{2+} pierde los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $4s$, y su configuración electrónica es [Ar] $3d^8$.

La respuesta correcta es la **c**.

8.2. ¿Cuál de los siguientes pares de especies químicas son isoelectrónicas?
a) Ne y Ar
b) F^- y Cl^-
c) Ne y F^-
d) Na^+ y K^+
e) Na^+ y Na

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Sevilla 2008) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Murcia 2011) (O.Q.L. Murcia 2012) (O.Q.L. Castilla y León 2014) (O.Q.L. País Vasco 2019)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen idéntica configuración electrónica.

▪ La configuración electrónica abreviada del F ($Z = 9$) es [He] $2s^2\ 2p^5$ y, si capta un electrón para completar su capa más externa, se transforma en el ion F^- cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ne ($Z = 10$) es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$ y, si cede el electrón de su capa más externa, se transforma en el ion Na^+ cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Cl ($Z = 17$) es [Ne] $3s^2\ 3p^5$ y, si capta un electrón para completar su capa más externa, se transforma en el ion Cl^- cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ar ($Z = 18$) es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del K ($Z = 19$) es [Ar] $4s^1$ y, si cede el electrón de su capa más externa, se transforma en el ion K^+ cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

De las parejas propuestas, Ne y F^-, sí son especies isoelectrónicas, mientras que el resto no lo son.

La respuesta correcta es la **c**.

8.3. El número atómico del Fe es 26. Si el Ru está exactamente debajo del Fe en la tabla periódica, el ion Ru(II) tiene una configuración periódica:
a) d^9
b) d^7
c) d^8
d) d^5
e) d^6

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Sevilla 2000) (O.Q.L. Sevilla 2003) (O.Q.L. País Vasco 2006) (O.Q.N. Salamanca 2018) (O.Q.L. Sevilla 2018)

▪ La configuración electrónica abreviada del hierro ($Z = 26$) en su estado fundamental es [Ar] $4s^2\ 3d^6$ con una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑

▪ El rutenio pertenece al mismo grupo de la tabla periódica que el hierro, por lo que la configuración electrónica externa de ambos es $ns^2\ (n-1)d^6$. Para el hierro, $(n = 4)$ ya que se encuentra en el 4º periodo y, para el rutenio que se encuentra en el 5º periodo, $(n = 5)$, por tanto, la configuración electrónica abreviada del rutenio debe ser [Kr] $5s^2\ 4d^6$.

Si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados en el orbital $5s$ se transforma en el ion Ru(II) cuya configuración electrónica es [Kr] $4d^6$.

La respuesta correcta es la **e**.

8.4. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de átomos neutros:
X: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ **Y:** $1s^2\ 2s^2\ 2p^5\ 3s^1$
a) La configuración de Y corresponde a un átomo de sodio.
b) Para pasar de X a Y se consume energía.
c) La configuración de Y representa a un átomo del tercer periodo.
d) Las configuraciones de X e Y corresponden a diferentes elementos.
e) La energía para arrancar el electrón más débilmente unido electrón es igual en X que en Y.
f) La configuración de Y representa un átomo del tercer periodo

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Asturias 1998) (O.Q.L. Sevilla 2000) (Preselección Valencia 2003) (O.Q.L. Sevilla 2003) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Sevilla 2008) (O.Q.L. Asturias 2011) (O.Q.L. Murcia 2015)

a-c-d-f) Falso. La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$.

La configuración electrónica propuesta para el átomo Y cuenta con 10 electrones, un electrón menos que el sodio y, además, el último electrón se encuentra en un orbital con energía superior a la del orbital $2p$, que todavía puede alojar un electrón más, por lo que la estructura de Y corresponde a un estado excitado de un elemento del segundo periodo.

La configuración electrónica propuesta para el átomo X corresponde a la de su estado fundamental o de mínima energía.

b) **Verdadero**. Ambas configuraciones electrónicas de X e Y tienen 10 electrones, por lo que pertenecen al mismo elemento. La diferencia entre ellas estriba en que en la estructura Y el último electrón se encuentra en un orbital con energía superior, por lo que para pasar de X a Y se necesita aportar energía.

e) Falso. El electrón más externo se encuentra en un subnivel de energía con diferente valor de n y la energía para arrancar un electrón se puede calcular, de forma aproximada, mediante la expresión:

$$E\ (\text{J}) = -2{,}18\cdot10^{-18}\frac{Z^2}{n^2}$$

siendo Z, la carga nuclear efectiva de la especie química.

La respuesta correcta es la **b**.

8.5. La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$, no puede corresponder a la siguiente especie química:
a) $_{18}\text{Ar}$
b) $_{20}\text{Ca}^{2+}$
c) $_{17}\text{Cl}^-$
d) $_{16}\text{S}^{2+}$
e) $_{16}\text{S}^{2-}$
f) $_{34}\text{Se}^{2-}$

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. La Rioja 2019)

Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

▪ El azufre ($Z = 16$) tiene la siguiente configuración electrónica abreviada [Ne] $3s^2\ 3p^4$ y, si capta dos electrones para completar su capa más externa, se transforma en S^{2-} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ El cloro ($Z = 17$) tiene la siguiente configuración electrónica abreviada [Ne] $3s^2\ 3p^5$ y, si capta un electrón para completar su capa más externa, se transforma en Cl^- cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ El argón ($Z = 18$) tiene la siguiente configuración electrónica abreviada [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ El calcio ($Z = 20$) tiene la siguiente configuración electrónica abreviada [Ar] $4s^2$ y, si cede dos electrones de su capa más externa, se transforma en Ca^{2+} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

Todas estas especies tienen la configuración electrónica propuesta, $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$.

▪ El azufre ($Z = 16$) tiene la siguiente configuración electrónica abreviada [Ne] $3s^2\ 3p^4$ y, si cede dos electrones de su capa más externa, se transforma en S^{2+} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^4$. Esta configuración electrónica no coincide con la propuesta.

▪ El selenio ($Z = 34$) tiene la siguiente configuración electrónica abreviada [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^4$ y, si capta dos electrones para completar su capa más externa, se transforma en Se^{2-} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$. Esta configuración electrónica no coincide con la propuesta.

Las respuestas correctas son **d** y **f**.

8.6. El ion Ca^{2+} tiene:
a) Dos protones más que un átomo de calcio neutro.
b) Una masa de 40,1 g (40,1 es la masa atómica relativa del calcio).
c) Una configuración electrónica de gas noble.
d) Electrones desapareados.

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla y León 1999)

a) Falso. Un átomo y su ion tienen el mismo número de protones.

b) Falso. Aunque la masa del electrón es mucho más pequeña que la del protón y el neutrón, la masa de un catión es ligeramente inferior que la del átomo del que procede.

c) **Verdadero**. El calcio ($Z = 20$) tiene la siguiente configuración electrónica abreviada [Ar] $4s^2$ y, si cede dos electrones situados en el orbital $4s$, se transforma en Ca^{2+} y adquiere configuración electrónica de gas noble, [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

d) Falso. Como se observa en la distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$, el ion Ca^{2+} no presenta electrones desapareados.

$3s$	$3p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

La respuesta correcta es la **c**.

8.7. El titanio se usa en aleaciones metálicas y como sustituto del aluminio. La relativa inercia del titanio lo hace también eficaz en la fabricación de prótesis en traumatología. La configuración electrónica del titanio es:
a) [Ar] $4s^2\ 3d^2$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^4$
c) [He] $3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^3$
e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^3$
f) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 4p^2$

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Murcia 2001)

La configuración electrónica del titanio, Ti, ($Z = 22$) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$ o, de forma abreviada, [Ar] $4s^2\ 3d^2$.

La respuesta correcta es la **a**.

8.8. Los números atómicos del cromo y cobalto son 24 y 27, respectivamente. Los iones Cr(III) y Co(III) son respectivamente:
a) d^5 **ambos iones**
b) d^4 **y** d^6
c) d^6 **ambos iones**
d) d^3 **y** d^6
e) d^3 **y** d^7

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Granada 2019)

▪ La configuración electrónica abreviada del Cr ($Z = 24$) debería ser [Ar] $4s^2\ 3d^4$:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑	↑	↑	↑	

aunque al desaparear el electrón del orbital $4s$ y promocionarlo al orbital $3d$ vacío se incumple el principio de mínima energía que dice:

> "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes",

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

se consigue una nueva configuración electrónica abreviada [Ar] $4s^1\ 3d^5$ y una distribución de los electrones los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

que presenta mayor multiplicidad y, por ello, es más estable.

Si el cromo pierde tres electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran uno de ellos en el orbital $4s$ y los otros dos en los orbitales $3d$, se transforma en Cr^{3+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^3$.

▪ De la misma forma, para Co ($Z = 27$) la configuración electrónica es [Ar] $4s^2\ 3d^7$:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑

Si el cobalto pierde tres electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran dos de ellos en el orbital $4s$ y otro en uno de los orbitales $3d$, se transforma en Co^{3+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^6$.

La respuesta correcta es la **d**.

8.9. Las especies químicas H^- y He:
a) Reaccionan entre sí para formar HeH.
b) Son isotópicas.
c) Son isotónicas.
d) Son isoeléctricas.

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Galicia 2019)

Las dos especies tienen la misma configuración electrónica, $1s^2$, por lo que son isoeléctricas o isoelectrónicas.

La respuesta correcta es la **d**.

8.10. La configuración electrónica de los átomos de un cierto elemento X es $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) X es un elemento de marcado carácter metálico.
b) X es capaz de formar con facilidad aniones.
c) X es un elemento de transición.
d) X puede presentar números de oxidación –1 y +7.

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Jaén 2019)

A la vista de la configuración electrónica propuesta, se trata de un elemento que si capta un electrón para formar un anión monovalente adquiere configuración, muy estable, de gas noble:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^5 + e^- \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$$

La respuesta correcta es la **b**.

8.11. De las siguientes parejas, ¿en cuál de ellas las dos especies son isoelectrónicas?
a) S^{2-} y Fe
b) K y Mg^{2+}
c) S^{2-} y Ca^{2+}
d) Cl^- y Mg^{2+}

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Galicia 2016)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen idéntica configuración electrónica.

▪ La configuración electrónica abreviada del Fe ($Z = 26$) es [Ar] $4s^2\ 3d^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del K ($Z = 19$) es [Ar] $4s^1$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) es [Ne] $3s^2$ y, si cede los dos electrones de su capa más externa, se transforma en el ion Mg^{2+} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del S ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$ y, si capta dos electrones para completar su capa más externa, se transforma en el ion S^{2-} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Cl ($Z = 17$) es [Ne] $3s^2\ 3p^5$ y, si capta un electrón para completar su capa más externa, se transforma en el ion Cl^- cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ca ($Z = 20$) es [Ar] $4s^2$ y, si cede los dos electrones de su capa más externa, se transforma en el ion Ca^{2+} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

De las parejas propuestas, S^{2-} y Ca^{2+}, sí son especies isoelectrónicas, mientras que el resto no lo son.

La respuesta correcta es la **c**.

8.12. Los cuatro números cuánticos de un electrón cuya notación es $4d^6$ son:
a) $n = 3$; $l = 4$; $m_l = -1$; $m_s = ½$
b) $n = 4$; $l = 2$; $m_l = 2$; $m_s = -½$
c) $n = 4$; $l = 2$; $m_l = -2$; $m_s = -½$
d) $n = 4$; $l = 2$; $m_l = 0$; $m_s = -½$

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

A un electrón situado en un orbital $4d$ le corresponde la siguiente combinación de números cuánticos:

▪ $n = 4$ (cuarto nivel de energía)

▪ $l = 2$ (subnivel de energía d)

▪ $m_l = 2, 1, 0, -1, -2$ (indistintamente ya que, el subnivel d está quíntuplemente degenerado, es decir, el subnivel d tiene 5 orbitales diferentes: d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}, $d_{x^2-y^2}$, d_{z^2})

▪ $m_s = \pm ½$ (según el espín del electrón)

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

la distribución de los electrones en los orbitales $5s$ y $4d$ es:

$5s$	$4d$				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

Teniendo en cuenta que los cinco orbitales $4d$ son degenerados, es decir, tienen el mismo valor de la energía, es indiferente cuál sea el valor del número cuántico m_l que se les asigne, por lo que las combinaciones de números cuánticos propuestas en **b**, **c** y **d** son correctas.

8.13. Solo una de las siguientes proposiciones es falsa:
a) Electrones apareados son aquellos que se encuentran en un mismo orbital, diferenciándose solo en el espín.
b) Un electrón desapareado es aquel que se encuentra aislado en un orbital.
c) El Ne_2 existe.
d) El número cuántico secundario l varía desde 0 hasta $(n - 1)$.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

a) Verdadero. De acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925), en un mismo orbital se encuentran como máximo dos electrones apareados con diferente número cuántico de espín.

b) Verdadero. Si en un determinado orbital solo hay un electrón este se encuentra desapareado.

c) **Falso**. Los gases nobles tienen configuración electrónica externa s^2p^6, por lo que tienen su octeto completo y no forman enlaces, motivo por el cual no existe la molécula de Ne_2.

d) Verdadero. El número cuántico secundario l toma los valores 0, 1, 2, …, $(n - 1)$.

La respuesta correcta es la **c**.

8.14. Dadas las siguientes configuraciones de átomos neutros:

X: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$ Y: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1\ 3p^1$

a) La energía para arrancar un electrón es igual en X que en Y.

b) Las configuraciones de X e Y corresponden a diferentes elementos.

c) La configuración de Y representa a un metal de transición.

d) Para pasar de X a Y se consume energía.

e) La configuración de Y corresponde a un átomo de aluminio.

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Sevilla 2002) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. País Vasco 2007) (O.Q.L. País Vasco 2008) (O.Q.L. Asturias 2009)

a-b-c-e) Falso. La configuración electrónica propuesta para ambos átomos cuenta con 12 electrones y, además, en el caso del átomo Y, el último electrón se encuentra en un orbital $3p$ con energía superior a la del orbital $3s$, que todavía puede alojar un electrón más, por lo que la estructura de Y corresponde a un estado excitado de un elemento del tercer periodo al que costará más arrancar un electrón.

La configuración electrónica de X es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$ corresponde a un átomo en su estado fundamental del elemento magnesio ($Z = 12$) y, la de Y, al magnesio en un estado energético excitado ya que, incumple el principio de mínima energía al pasar un electrón del orbital $3s$ al $3p$ de más energía.

d) **Verdadero**. Las configuraciones electrónicas de X e Y cuentan con 12 electrones, son isoelectrónicas, la diferencia entre ambas estriba en que en la estructura Y el último electrón se encuentra en un orbital con energía superior, por lo que para pasar de X a Y se consume energía.

La respuesta correcta es la **d**.

8.15. En el estado fundamental del Mn ($Z = 25$) ¿cuántos electrones tienen el número cuántico magnético $m_l = 0$?

a) 14

b) 13

c) 8

d) 2

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

La configuración electrónica del Mn ($Z = 25$) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^5$.

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

la distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$ es:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑	↑	↑	↑	↑

Existen 6 subniveles diferentes ($1s$, $2s$, $2p$, $3s$, $3p$ y $3d$) en los que hay por lo menos un orbital al que le corresponde el valor del número cuántico $m_l = 0$ y, en cada uno de estos orbitales hay dos electrones, excepto en los $3d$ que solo hay uno, por lo que el número de electrones con el número cuántico $m_l = 0$ es, $[(6 \cdot 2) + 1] = 13$.

La respuesta correcta es la **b**.

8.16. El número atómico de un elemento A es $Z = 23$, ¿cuál de las siguientes configuraciones electrónicas es correcta para A^{2+}?

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^3$

b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^3\ 4s^2$

c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^1\ 4s^2$

d) Es un elemento representativo.

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2011)

La configuración electrónica del elemento con $Z = 23$ es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^3\ 4s^2$ y, si pierde los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $4s$, se transforma en el ion A^{2+} cuya configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^3$.

La respuesta correcta es la **a**.

8.17. La distribución electrónica:
$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^4$ corresponde:
a) Al ion Ga^+.
b) Al ion Br^-.
c) A un átomo de Se, en su estado fundamental.
d) A un átomo de Hg excitado.

(O.Q.L. Murcia 1999)

a) Falso. La configuración electrónica del Ga ($Z = 31$) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^1$ y, si cede el electrón del orbital $4p$, se transforma en el ion Ga^+ cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2$.

b) Falso. La configuración electrónica del Br ($Z = 35$) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$ y, si capta un electrón y completa el orbital $4p$, se transforma en el ion Br^- cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$.

c) **Verdadero**. La configuración electrónica del Se ($Z = 34$) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^4$ que coincide con la propuesta.

d) Falso. La configuración electrónica abreviada del Hg ($Z = 80$) es [Xe] $6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}$. Para que se encuentre en un estado excitado basta con que uno de sus electrones no cumpla el principio de mínima energía o el de máxima multiplicidad de Hund.

La respuesta correcta es la **c**.

8.18. Si se afirma que la situación del electrón de un átomo de hidrógeno se caracteriza por el conjunto de números cuánticos: (2, 1, –1, ½), se puede decir:
a) Es imposible.
b) Ocupa un orbital esférico.
c) Está excitado.
d) Está absorbiendo energía.

(O.Q.L. Asturias 1999)

La configuración del átomo de hidrógeno en su estado fundamental es $1s^1$ y, de acuerdo con la misma, a ese electrón le corresponde la siguiente combinación de números cuánticos, (1, 0, 0, ½) o (1, 0, 0, –½), por lo que la combinación propuesta corresponde a un estado excitado de energía.

La respuesta correcta es la **c**.

8.19. Las configuraciones de dos átomos neutros se representan por:
A: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ B: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 6s^1$
¿Qué relaciones mutuas se pueden establecer entre ellas?
a) El paso de la configuración A a la B implica absorción de energía.
b) El electrón más energético está en la configuración A.
c) Los átomos A y B pertenecen a elementos diferentes.
d) El átomo representado por la configuración B no puede existir.

(O.Q.L. Asturias 1999)

Las configuraciones electrónicas de A y B tienen, ambas, con 11 electrones, por lo que corresponden al mismo elemento. La diferencia entre ellas estriba en que en la estructura B el último electrón se encuentra en un orbital con energía superior, por lo que para pasar de A a B se necesita absorber energía.

La respuesta correcta es la **a**.

8.20. Para el oxígeno ($Z = 8$), ¿cuál de las siguientes propuestas es correcta?

a)

$1s^2$	$2s^2$		$2p^3$		$3s^1$
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

es un estado prohibido

b)

$1s^1$	$2s^2$		$2p^5$	
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑

es un estado prohibido

c)

$1s^2$	$2s^2$		$2p^4$	
↑↓	↑↑	↑↓	↑	↑

es un estado excitado

d)

$1s^2$	$2s^2$		$2p^4$	
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

es un estado fundamental

(O.Q.L. Valencia 1999) (O.Q.L. Asturias 2010)

Para que un átomo se encuentre en un estado fundamental debe cumplir los principios del proceso "aufbau":

- Principio de mínima energía: "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes".
- Principio de máxima multiplicidad de Hund (1927): "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos".
- Principio de exclusión de Pauli (1925): "dentro de un orbital se pueden alojar, como máximo, dos electrones con sus espines antiparalelos".

a) Falso. La configuración electrónica propuesta para el átomo de oxígeno:

$1s^2$	$2s^2$	$2p^3$			$3s^1$
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

corresponde a un estado excitado ya que, el electrón que se encuentra en el orbital $3s$ incumple el principio de mínima energía y debería estar alojado en uno de los orbitales $2p$ y con el espín opuesto.

b) Falso. La configuración electrónica propuesta para el átomo de oxígeno:

$1s^1$	$2s^2$	$2p^5$		
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑

corresponde a un estado excitado ya que, uno de los electrones apareados que se encuentran en los orbitales $2p$ incumple el principio de mínima energía y debería estar alojado en el orbital $1s$.

c) Falso. La configuración electrónica propuesta para el átomo de oxígeno:

$1s^2$	$2s^2$	$2p^4$		
↑↓	↑↑	↑↓	↑	↑

corresponde a un estado prohibido ya que, uno de los electrones alojado en el orbital $2s$ incumple el principio de exclusión de Pauli y debería tener el espín opuesto al del otro electrón del orbital.

d) **Verdadero**. La configuración electrónica propuesta para el átomo de oxígeno:

$1s^2$	$2s^2$	$2p^4$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

corresponde a un estado fundamental ya que, todos los electrones cumplen los tres principios.

La respuesta correcta es la **d**.

8.21. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponde a un átomo en estado excitado?
a) $1s^2\ 2s^3\ 2p^6\ 3s^2$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 6p^1$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Baleares 2007)

a) Falso. Se trata de un estado prohibido ya que, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925), en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los espines opuestos. En la configuración propuesta, en el orbital $2s$ hay tres electrones.

b-d) Falso. Se trata de un estado fundamental ya que, de acuerdo con el principio de mínima energía, los electrones han ido ocupando los orbitales según energías crecientes.

c) **Verdadero**. Se trata de un estado excitado ya que, de acuerdo con el principio de mínima energía, se debería haber empezado a llenar el orbital $3s$ en lugar del $6p$.

La respuesta correcta es la **c**.

8.22. La configuración electrónica, $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$, corresponde a la especie química:
a) Xe
b) Sr^+
c) Rb^+
d) Y^{2+}
e) Ba^{2+}

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Murcia 2018)

▪ La configuración electrónica del Xe ($Z = 54$) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6$.

▪ La configuración electrónica del Sr ($Z = 38$) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2$ y, si cede un electrón de su capa más externa, se transforma en el ion Sr^+ cuya configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^1$.

▪ La configuración electrónica del Rb ($Z = 37$) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^1$ y, si cede un electrón de su capa más externa, se transforma en el ion Rb^+ cuya configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$, que es idéntica a la propuesta.

▪ La configuración electrónica del Y ($Z = 39$) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^1$ y, si cede un electrón de su capa más externa, se transforma en el ion Y^+ cuya configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2$.

▪ La configuración electrónica del Ba ($Z = 56$) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2$ y, si cede los dos electrones de su capa más externa, se transforma en el ion Ba^{2+} cuya configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6$.

La respuesta correcta es la **c**.

8.23. Si [Ar] representa la configuración electrónica de un átomo de argón ($Z = 18$), entonces el ion titanio (II) ($Z = 22$) puede representarse por:
a) [Ar] $4s^1\ 3d^1$
b) [Ar] $4s^2$
c) [Ar] $3d^2$
d) [Ar] $3d^4$

(O.Q.L. Murcia 2000)

La configuración electrónica abreviada del titanio ($Z = 22$) es [Ar] $4s^2\ 3d^2$ y, si cede los dos electrones de su capa más externa, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $4s$, se transforma en el ion Ti^{2+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^2$.

La respuesta correcta es la **c**.

8.24. Dadas las configuraciones electrónicas de las especies hipotéticas A, B, D y E:

I. $_{3}$**A:** $1s^2\ 2p^1$

II. $_{16}$**B:** $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$

III. $_{6}$**D:** $1s^2\ 2s^2\ 2p^1\ 2d^1$

IV. $_{8}$**E:** $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

¿Cuál de las siguientes contestaciones es correcta?

a) (I) estado fundamental de un átomo; (II) ion positivo; (III) estado excitado; (IV) estado imposible.

b) (I) estado excitado; (II) estado fundamental de un átomo; (III) estado imposible; (IV) ion positivo.

c) (I) estado excitado; (II) ion positivo; (III) estado imposible; (IV) estado fundamental de un átomo.

d) (I) ion positivo; (II) estado imposible; (III) estado fundamental de un átomo; (IV) ion negativo.

(O.Q.L. Asturias 2000) (O.Q.L. Asturias 2001)

I. La configuración electrónica $1s^2\ 2p^1$ corresponde a un estado excitado del átomo $_{3}$A ya que, se incumple el principio de mínima energía que dice antes de ocuparse el orbital $2p$ se debería haber llenado el orbital $2s$.

II. La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$ corresponde al estado fundamental del átomo $_{16}$B ya que, se cumple el principio de mínima energía.

III. La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^1\ 2d^1$ corresponde a un estado imposible del átomo $_{6}$D ya que, el orbital $2d$ no puede existir.

IV. La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$ corresponde a un ion positivo monopositivo del átomo $_{8}$E ya que, se cumple el principio de mínima energía, pero falta un electrón.

La respuesta correcta es la **b**.

8.25. Indique cuáles de las siguientes proposiciones para el oxígeno ($Z = 8$) son ciertas:

1) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ **es un estado prohibido.**

2) $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ **es un estado prohibido.**

3) $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ **es un estado excitado.**

4) $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ **es un estado fundamental.**

a) 1 y 2 son ciertas.

b) Solo 3 es falsa.

c) Solo 1 y 3 son falsas.

d) Solo 4 es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

1) Falso. La estructura $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ no corresponde a un estado fundamental del oxígeno ya que, tiene tres electrones de más.

2) Falso. La estructura $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ no corresponde a un estado fundamental del oxígeno ya que, tiene un electrón de más.

3) Falso. La estructura $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ no corresponde a un estado excitado ya que, de acuerdo con el principio de mínima energía, los subniveles se han ido llenando por orden creciente de energía.

4) **Cierto**. La estructura $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ sí corresponde a un estado fundamental ya que, de acuerdo con el principio de mínima energía, los subniveles se han ido llenando por orden creciente de energía.

La respuesta correcta es la **d**.

8.26. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas puede corresponderle a un átomo en su estado fundamental?
a) $1s^2\ 2s^3\ 2p^6$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^8\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^7$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
d) $1s^2\ 2s^2\ 3s^2\ 3p^6$

(O.Q.L. Murcia 2001)

a) Falso. Se trata de un estado prohibido ya que de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925), en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los espines opuestos. En la configuración propuesta, en el orbital $2s$ hay tres electrones.

b) Falso. Se trata de un estado prohibido ya que, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los espines opuestos; y el subnivel $2p$, triplemente degenerado, tiene tres orbitales por lo que caben seis electrones y no ocho. Además, se trata de un estado excitado, ya que, de acuerdo con el principio de mínima energía, antes de comenzar a llenarse el orbital $3d$ debería haberse completado el orbital $4s$.

c) **Verdadero**. Se trata de un estado fundamental ya que, de acuerdo con el principio de mínima energía, los electrones han ido ocupando los orbitales según energías crecientes.

d) Falso. Se trata de un estado excitado, ya que, de acuerdo con el principio de mínima energía, antes de comenzar a llenarse los orbitales $3s$ y $3p$ debería haberse completado el orbital $2p$.

La respuesta correcta es la **c**.

8.27. Los átomos de un elemento X tienen en su núcleo 20 protones. Los estados de oxidación más comunes de este elemento deben ser:
a) 0 y +2
b) −1, 0 y +1
c) 0, +1 y +2
d) 0, +2, +4 y +6

(O.Q.L. Murcia 2001)

▪ La configuración electrónica abreviada de un elemento X con 20 protones en su núcleo es [Ar] $4s^2$ a la que corresponde un estado de oxidación 0.

▪ Si pierde los dos electrones del orbital $4s$ se transforma en el ion X^{2+} y adquiere una configuración electrónica muy estable, de gas noble, [Ne] $3s^2\ 3p^6$, a la que corresponde un estado de oxidación +2.

La respuesta correcta es la **a**.

8.28. De las siguientes configuraciones electrónicas:
1) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^3\ 3p^1$ **2)** $1s^2\ 2s^2\ 2p^3\ 3s^2\ 3p^5$
3) $1s^2\ 2s^2\ 2p^8\ 3s^2\ 3p^5\ 4s^1$ **4)** $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5\ 4s^1\ 4p^7$
¿Cuáles son compatibles con el estado de menor energía de algún átomo?
a) 2, 3 y 4
b) Todas
c) Solo 2
d) 1, 2 y 3
e) Ninguna

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

El principio de exclusión de Pauli (1925) dice:

"dentro de un orbital se pueden alojar, como máximo, dos electrones con sus espines antiparalelos".

1) La estructura $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^3\ 3p^1$ corresponde a un estado prohibido ya que, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, en el orbital $3s$ solo caben dos electrones con los espines opuestos.

2) La estructura $1s^2\ 2s^2\ 2p^3\ 3s^2\ 3p^5$ corresponde a un estado excitado ya que, de acuerdo con el principio de mínima energía, antes de comenzar a llenarse el subnivel $3s$ debería haberse completado el $2p$.

3) La estructura $1s^2\ 2s^2\ 2p^8\ 3s^2\ 3p^5\ 4s^1$ corresponde a un estado prohibido ya que, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, en cada orbital p solo caben dos electrones con los espines opuestos.

4) La estructura $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5\ 4s^1\ 4p^7$ corresponde a un estado prohibido ya que, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, en cada uno de los tres orbitales p solo caben dos electrones con los espines opuestos pero, en uno de ellos hay alojados tres electrones.

La respuesta correcta es la **e**.

8.29. El ion más estable que forma el sodio es isoelectrónico con:
a) El átomo de magnesio.
b) El ion más estable del flúor.
c) El átomo de neón.
d) El átomo de sodio.
e) El átomo de litio.
f) El ion más estable del cloro.
g) El ion más estable del berilio.

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Sevilla 2006) (O.Q.L. Sevilla 2017) (O.Q.L. Jaén 2019)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen idéntica configuración electrónica.

▪ La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$ y, si cede el electrón de su capa más externa, se transforma en el ion Na^+ cuya configuración electrónica, muy estable, es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) es [Ne] $3s^2$.

▪ La configuración electrónica abreviada del F ($Z = 9$) es [He] $2s^2\ 2p^5$ y, si capta un electrón para completar su capa más externa, se transforma en el ion F^- cuya configuración electrónica, muy estable, es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ne ($Z = 10$) es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Li ($Z = 3$) es [He] $2s^1$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Cl ($Z = 17$) es [Ne] $3s^2\ 3p^5$ y, si capta un electrón de su capa más externa, se transforma en el ion Cl^- cuya configuración electrónica, muy estable, es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Be ($Z = 4$) es [He] $2s^2$ y, si cede los dos electrones de su capa más externa, se transforma en el ion Be^{2+} cuya configuración electrónica, muy estable, es $1s^2$.

De las especies propuestas, F^- y Ne, son isoelectrónicas con Na^+.

Las respuestas correctas son la **b** y **c**.

8.30. ¿Cuáles de las siguientes series de números cuánticos son aplicables a electrones desapareados del cromo en su estado fundamental?
I. (4, 0, 0, ½)
II. (3, 1, 0, –½)
III. (4, 1, 1, –½)
IV. (3, 2, –1, ½)
a) I y III
b) II y IV
c) I y IV
d) II y III

(O.Q.L. Asturias 2001)

La configuración electrónica abreviada del Cr ($Z = 24$) debería ser [Ar] $4s^2\ 3d^4$:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑	↑	↑	↑	

aunque al desaparear el electrón del orbital $4s$ y promocionarlo al orbital $3d$ vacío se incumple el principio de mínima energía que dice:

"los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes",

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

"en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

se consigue una nueva configuración electrónica abreviada [Ar] $4s^1\ 3d^5$ y una distribución de los electrones los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

que presenta mayor multiplicidad y, por ello, es más estable.

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un orbital:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $l = 1 \rightarrow$ orbital p $l = 2 \rightarrow$ orbital d $l = 3 \rightarrow$ orbital f

El electrón más externo se encuentra en el orbital $4s$, debe tener los siguientes valores de los números cuánticos:

$n = 4$ $l = 0$ $m_l = 0$ $m_s = \pm ½$

Los electrones que se encuentran en los orbitales $3d$, deben tener los siguientes valores de los números cuánticos:

$n = 3$ $l = 2$ $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$ $m_s = \pm ½$

De las series de números cuánticos propuestas, son correctas:

I. (4, 0, 0, ½) para un electrón situado en el orbital $4s$

IV. (3, 2, –1, ½) para un electrón situado en uno de los orbitales $3d$

La respuesta correcta es la **c**.

8.31. ¿Cuál es la configuración electrónica más probable del estado fundamental para el ion Mn^{2+}, sabiendo que $Z = 25$?
a) [Ar] $4s^2\ 3d^3$
b) [Ar] $4s^1\ 3d^4$
c) [Ar] $3d^3\ 4p^3$
d) [Ar] $4s^2\ 4p^5$
e) [Ar] $3d^5$

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Baleares 2013) (O.Q.L. Extremadura 2019)

La configuración electrónica abreviada del Mn ($Z = 25$) es [Ar] $4s^2\ 3d^5$ y, si pierde los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $4s$, se transforma en Mn^{2+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^5$.

La respuesta correcta es la **e**.

8.32. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es incorrecta:
a) La energía que posee un electrón del orbital 3*s* es diferente de la que posee un electrón del orbital 2*s*.
b) Cuando todos los electrones de un átomo poseen la mínima energía que pueden tener se dice que el átomo está en su estado fundamental.
c) Los electrones de cada orbital tienen el mismo número cuántico de espín.
d) En el átomo de oxígeno no existen electrones desapareados.

(O.Q.L. Murcia 2003)

a) Correcto. De acuerdo con el diagrama de Moeller, la energía del orbital $2s$ es inferior a la del orbital $3s$.

b) Correcto. Cuando los electrones de un átomo cumplen el principio "aufbau" o de construcción, integrado por:

- Principio de mínima energía: "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes".
- Principio de máxima multiplicidad de Hund (1927): "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos".
- Principio de exclusión de Pauli (1925): "dentro de un orbital se pueden alojar, como máximo, dos electrones con sus espines antiparalelos".

se dice que el átomo se encuentra en su estado fundamental.

c) **Incorrecto**. De acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, en un mismo orbital caben, como máximo, dos electrones con sus espines opuestos.

d) **Incorrecto**. La configuración electrónica abreviada del O ($Z = 8$) es [He] $2s^2\ 2p^4$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, tiene la siguiente distribución electrónica en los orbitales $2s$ y $2p$:

$2s$	$2p$		
↑↓	↑↓	↑	↑

Como se puede observar, el átomo de oxígeno tiene dos electrones desapareados.

Las respuestas incorrectas son **c** y **d**.

8.33. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas le corresponderá a un elemento con número de oxidación máximo de +3?
a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^3$

(O.Q.L. Murcia 2003)

Para que un elemento adquiera un número de oxidación máximo de +3 debe tener una configuración electrónica que le permita conseguir una configuración, muy estable, de gas noble, perdiendo 3 electrones.

De las configuraciones electrónicas propuestas, la que mejor cumple la condición anterior es la del elemento cuya configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$ ya que, si cede los tres electrones más alejados del núcleo adquiere una configuración, muy estable, $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$, y se transforma en el ion X^{3+} al que corresponde un número de oxidación +3.

La respuesta correcta es la **b**.

8.34. Dadas las distribuciones electrónicas siguientes para los átomos neutros:

A = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ B = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 6p^1$

¿Cuál de las afirmaciones siguientes es falsa?

a) Para pasar de A a B se necesita energía.

b) A representa a un átomo de sodio.

c) A y B representan átomos de elementos distintos.

d) Se requiere menor energía para arrancar un electrón de B que de A.

e) B corresponde a un metal alcalino.

(O.Q.L. Baleares 2003) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

a) Verdadero. El orbital $6p$ tiene mayor energía que el $3s$, por lo que el átomo debe absorber energía para tenga lugar dicha transición.

b-e) Verdadero. La configuración electrónica propuesta para el elemento A tiene 11 electrones, por lo que corresponde a la del átomo de sodio (metal alcalino) en su estado fundamental, mientras que la configuración B corresponde a un estado excitado del mismo ya que, se ocupa antes el subnivel $6p$ que el $3s$.

c) **Falso**. Las configuraciones A y B tienen el mismo número de electrones, por lo que corresponden a un mismo elemento, Na ($Z = 11$).

d) Verdadero. El electrón del orbital $6p$ está más alejado del núcleo y, por ese motivo, es más fácil de arrancar.

La respuesta correcta es la **c**.

8.35. La configuración electrónica del ion Mo(IV) responde a:

a) [Kr] $4d^2$

b) [Kr] $4d^5\ 5s^1$

c) [Kr] $4d^1\ 5s^1$

d) [Kr] $4d^1$

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

La configuración electrónica abreviada del Mo ($Z = 42$) debería ser [Kr] $5s^2\ 4d^4$:

$5s$	$4d$				
↑↓	↑	↑	↑	↑	

aunque al desaparear el electrón del orbital $5s$ y promocionarlo al orbital $4d$ vacío se incumple el principio de mínima energía que dice:

> "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes",

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

se consigue una nueva configuración electrónica abreviada [Kr] $5s^1\ 4d^5$ y una distribución de los electrones los orbitales $5s$ y $4d$:

$5s$	$4d$				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

que presenta mayor multiplicidad y, por ello, es más estable.

Si el Mo cede los cuatro electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran uno de ellos en el orbital $5s$ y los tres restantes en los orbitales $4d$, se transforma en el ion Mo^{4+} cuya configuración electrónica es [Kr] $4d^2$.

La respuesta correcta es la **a**.

8.36. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:
a) La radiación emitida por una transición electrónica, $n = 4 \rightarrow n = 2$, tiene una longitud de onda mayor que la transición electrónica, $n = 5 \rightarrow n = 2$, para un mismo átomo.
b) Un subnivel con $l = 3$ tiene una capacidad de 14 electrones.
c) Un átomo de un elemento del grupo de los halógenos tiene un electrón sin aparear.
d) Para un mismo valor de *n*, la energía de un electrón *d* es siempre mayor que la de uno *p*.
e) La configuración de un átomo en su estado fundamental puede contener solamente los orbitales 1*s*, 2*p*, 3*p*, 4*s*, 5*s* y 4*f*.

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. La Rioja 2013)

a) Verdadero. La longitud de onda correspondiente a la radiación emitida en un salto electrónico se calcula mediante la ecuación:

$$\frac{1}{\lambda} = R_\mathrm{H}\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

Para los saltos electrónicos $4 \rightarrow 2$ y $5 \rightarrow 2$, respectivamente:

$$\left.\begin{array}{lll} \dfrac{1}{\lambda} = R_\mathrm{H}\left(\dfrac{1}{2^2} - \dfrac{1}{4^2}\right) & \rightarrow & \lambda_{(4\rightarrow 2)} = \dfrac{5{,}33}{R_\mathrm{H}}\,\mathrm{m} \\ \dfrac{1}{\lambda} = R_\mathrm{H}\left(\dfrac{1}{2^2} - \dfrac{1}{5^2}\right) & \rightarrow & \lambda_{(5\rightarrow 2)} = \dfrac{4{,}76}{R_\mathrm{H}}\,\mathrm{m} \end{array}\right\} \rightarrow \quad \lambda_{(4\rightarrow 2)} > \lambda_{(5\rightarrow 2)}$$

b) Verdadero. Si $l = 3$, el valor de $m_l = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$. Esto quiere decir que existen siete orbitales f y, como, de acuerdo con principio de exclusión de Pauli (1925), en cada uno caben como máximo dos electrones con sus espines opuestos, en el subnivel f se pueden alojar un total de 14 electrones.

c) Verdadero. Los halógenos tienen 7 electrones en su capa de valencia distribuidos de forma que presentan un electrón desapareado:

ns	np		
↑↓	↑↓	↑↓	↑

d) Verdadero. Los electrones *d* se llaman electrones internos, mientras que los electrones *p* son llamados externos o de valencia. Los internos están más cerca del núcleo y, por ello, tienen más energía y cuestan más de arrancar, a diferencia de los *p* que, al ser externos, tienen menos energía y son más fáciles de eliminar.

e) **Falso**. De acuerdo con el diagrama de Moeller de subniveles de energía, la secuencia propuesta está incompleta ya que, en ella faltan los subniveles $2s$, $3s$, $4s$, $3d$, $4p$, $4d$, $5p$, $6s$, $5d$, $4f$, $6p$, $7s$, $6d$ y $7p$.

La respuesta correcta es la **e**.

8.37. El litio es un metal blando, ligero y reactivo. Su configuración electrónica es $1s^2\ 2s^1$. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) Al formar un enlace toma un electrón para alcanzar la configuración $1s^2\ 2s^2$.
b) $2s^1$ representa el electrón de valencia.
c) El ion litio es $1s^2\ 2s^3$.
d) Su máximo estado de oxidación es +3.
e) Cuando se forma el ion litio gana un electrón y alcanza la configuración $1s^2\ 2s^3$.
f) El ion litio es $1s^2\ 2s^1$.
g) Todos los electrones participan en la formación de compuestos.

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. Murcia 2007)

a) Falso. El litio al formar un enlace iónico cede un electrón y adquiere la configuración electrónica $1s^2$.

b) **Verdadero**. El electrón $2s^1$ es un electrón externo o de valencia.

c-d-e-f) Falso. El ion litio es Li^+, y se forma cuando el átomo de Li cede un electrón, con lo que su configuración electrónica pasa a ser $1s^2$ y su único estado de oxidación, +1.

g) Falso. En la formación de compuestos de litio solo participa el electrón externo $2s^1$.

La respuesta correcta es la **b**.

8.38. La configuración electrónica externa del As es:
a) $4s^2\ 4p^3$
b) $4s^2\ 4p^5$
c) $4s^2\ 4d^3$
d) $5s^2\ 5p^4$

(O.Q.L. Murcia 2004)

La configuración electrónica abreviada del As ($Z = 33$) es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^3$.

La respuesta correcta es la **a**.

8.39. Del átomo cuyo número atómico es 33, se puede afirmar todo lo siguiente, excepto:
a) Tiene los orbitales $3d$ completos.
b) Está situado en el cuarto periodo de la tabla periódica.
c) Es un metal de transición.
d) Si captase tres electrones se convertiría en un anión cuya configuración electrónica sería la de un gas noble.

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Málaga 2018) (O.Q.L. La Rioja 2020)

La configuración electrónica abreviada del elemento con número atómico $Z = 33$ es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^3$.

a) Verdadero. Tiene los orbitales $3d$ completos.

b) Verdadero. El valor máximo de $n = 4$ indica que este elemento se encuentra en cuarto periodo de la tabla periódica.

c) **Falso**. Para que se tratase de un metal de transición no debería haberse comenzado a llenar el subnivel $4p$.

d) Verdadero. Si un átomo de este elemento capta tres electrones forma un anión trivalente y adquiere una configuración electrónica muy estable, de gas noble, [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$.

La respuesta correcta es la **c**.

8.40. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas representa la del estado fundamental del Fe(III), sabiendo que Z(Fe) = 26?
a) [Ar] $3d^5$
b) [Ar] $4s^1\ 3d^5$
c) [Ar] $4s^1\ 3d^4$
d) [Ar] $4s^2\ 3d^3$
e) [Ar] $4p^5$
f) [Ar] $4s^2\ 3d^6$
g) [Ar] $3d^6$

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Murcia 2010) (O.Q.L. Baleares 2012) (O.Q.L. Cantabria 2014) (O.Q.L. Cantabria 2015) (O.Q.L. La Rioja 2017) (O.Q.L. La Rioja 2020)

La configuración electrónica abreviada del Fe ($Z = 26$) es [Ar] $4s^2\ 3d^6$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

Si el hierro pierde los tres electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el dos en el orbital $4s$ y otro en uno de los $3d$, se transforma en el ion Fe^{3+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^5$.

La respuesta correcta es la **a**.

8.41. La configuración electrónica del Cu^+ ($Z = 29$) es:
a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^8$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^9$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^9$

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

La configuración electrónica del Cu ($Z = 29$) debería ser $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6 4s^2\ 3d^9$ o, de forma abreviada, [Ar] $4s^2\ 3d^9$:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

aunque al desaparear el electrón del subnivel $4s$ y promocionarlo al subnivel $3d$ se incumple el principio de mínima energía que dice que:

> "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes,

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

se consigue una configuración electrónica [Ar] $4s^1\ 3d^{10}$:

$4s$	$3d$				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

que presenta el subnivel $3d$ lleno, con menos energía y por ello más estable.

Si pierde el electrón más alejado del núcleo, el que tiene mayor valor de n y que se encuentra en el subnivel $4s$, se transforma en el ion Cu^+ cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^{10}$:

La respuesta correcta es la **a**.

8.42. Si solamente dos electrones se colocan en los orbitales $3p$ lo harán:
a) En el mismo orbital con espines paralelos.
b) En el mismo orbital con espines antiparalelos.
c) En distintos orbitales con espines paralelos.
d) En distintos orbitales con espines antiparalelos.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos".

La distribución de los dos electrones en los orbitales $3p$ sería:

$3p$		
↑	↑	

La respuesta correcta es la **c**.

8.43. De las siguientes configuraciones electrónicas para distintos átomos, indique cuál es imposible:
a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^5\ 3s^1$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3d^2$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^7$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

a) Posible. La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^5\ 3s^1$ corresponde a un estado excitado ya que, de acuerdo con el principio de mínima energía, debería completarse el subnivel $2p$ antes de comenzar a llenarse el subnivel $3s$.

b) Posible. La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3d^2$ corresponde a un estado excitado ya que, de acuerdo con el principio de mínima energía, se debería haber empezado a llenar el subnivel $3p$ antes que el $3d$.

c) **Imposible**. La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^7$ corresponde a un estado prohibido ya que, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925), en un orbital caben como máximo dos electrones con sus espines opuestos y, aquí, en uno de los orbitales $2p$ hay alojados tres electrones.

d) Posible. La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$ corresponde a un estado fundamental ya que, todos los electrones han ido ocupando los subniveles de acuerdo con el principio de mínima energía.

La respuesta correcta es la **c**.

8.44. ¿Es posible que un estado excitado del átomo de H tenga un electrón en un orbital $4p$? ¿Y para un átomo de Ca?
a) Es posible en ambos casos.
b) Es solo posible en el átomo de Ca.
c) No es posible en ninguno de los dos átomos.
d) Es solo posible en el átomo de H.

(O.Q.L Castilla-La Mancha 2005) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

Las configuraciones electrónicas de los átomos de H y Ca son, $1s^1$ y [Ar] $4s^2$, respectivamente, por lo que para ambos átomos es posible que un electrón pueda ocupar un orbital $4p$ siempre que se incumpla el principio de mínima energía dando lugar a un estado excitado.

La respuesta correcta es la **a**.

8.45. De las siguientes configuraciones:
$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^3\ 3s^1$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
¿cuál o cuáles están relacionadas con el elemento de número atómico $Z = 8$?
a) La primera y la segunda
b) Las tres
c) Ninguna
d) La segunda y la tercera

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

▪ La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ le corresponde a un átomo, con número atómico $Z = 8$, en el estado fundamental.

▪ La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^3\ 3s^1$ le corresponde a un átomo, con número atómico $Z = 8$, en un estado excitado.

▪ La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$ le corresponde a un átomo, con número atómico $Z = 7$, en el estado fundamental.

La respuesta correcta es la **a**.

8.46. Dadas las configuraciones electrónicas de los átomos neutros:

A = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ B = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 6p^1$

indique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

I) Se necesita energía para pasar de A a B.

II) A y B representan átomos de elementos distintos.

III) Se requiere menor energía para arrancar un electrón de B que de A.

a) Las tres son verdaderas

b) I) verdadera II) verdadera III) falsa

c) I) falsa II) falsa III) verdadera

d) I) verdadera II) falsa III) verdadera

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

I) Verdadero. Como el orbital $6p$ tiene mayor energía que el $3s$, el átomo A debe absorber energía para tenga lugar dicha transición electrónica.

II) Falso. Las configuraciones A y B tienen el mismo número de electrones, la diferencia entre ambas estriba en que en la configuración B se incumple el principio de mínima energía ya que, se ha ocupado el orbital $6s$ antes de completarse el $3s$. Por este motivo, la configuración A corresponde al estado fundamental del átomo y la configuración B corresponde a un estado excitado de ese mismo átomo.

III) Verdadero. El electrón del orbital $6s$ está más alejado del núcleo y, por ese motivo, se requiere menos energía para arrancarlo.

La respuesta correcta es la **d**.

(Las opciones de esta cuestión están incluidas en la cuestión propuesta en Baleares 2003).

8.47. ¿Cuál es la configuración electrónica del flúor en estado fundamental?

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$

d) $1s^2\ 1p^6\ 2s^1$

e) $1s^2\ 2p^7$

(O.Q.L. Extremadura 2005)

De acuerdo con principio de mínima energía, la configuración electrónica del flúor ($Z = 9$) en el estado fundamental, es $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$.

La respuesta correcta es la **c**.

8.48. Un elemento X tiene la siguiente configuración electrónica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 5s^1$.

¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

1) El átomo X se encuentra en su estado fundamental de energía.

2) El átomo X se encuentra en un estado excitado.

3) Al pasar un electrón desde el orbital $4s$ al $5s$ se emite energía luminosa que da lugar a una línea del espectro de emisión.

4) El elemento X pertenece al grupo de los metales alcalinos.

5) El elemento X pertenece al 5º periodo de la tabla periódica.

a) 1, 2 y 3

b) 2, 3 y 5

c) 2 y 4

d) 2, 4 y 5

e) 2 y 5

(O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2010) (O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Cantabria 2015)

1) Falso. Ese átomo se encuentra en un estado excitado, ya que se ha ocupado el subnivel $5s$ antes que el $4s$ por lo que no se cumple el principio de mínima energía de llenado de orbitales. La configuración electrónica en el estado fundamental debería ser $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$.

2) **Verdadero**. Se trata de un estado excitado según se ha justificado en el apartado anterior.

3) Falso. Cuando un electrón situado en el subnivel $4s$ salta al subnivel $5s$ con energía superior, absorbe la diferencia de energía entre ambos subniveles en forma de radiación electromagnética que da lugar a una línea en el espectro de absorción.

4) **Verdadero**. De acuerdo con la configuración electrónica en el estado fundamental escrita en el apartado 1, el átomo X tiene de número atómico, $Z = 19$, por lo que se trata del K, uno de los metales alcalinos.

5) Falso. Se trata del potasio, elemento que pertenece al 4º periodo ($n = 4$).

La respuesta correcta es la **c**.

8.49. Considere las dos configuraciones electrónicas correspondientes a átomos neutros:

A $= 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$ **B** $= 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 5s^1$

Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:

a) La configuración electrónica de B no está permitida.
b) Las dos configuraciones corresponden al mismo elemento.
c) Se necesita menos energía para ionizar el átomo A que el B.
d) La configuración electrónica de A corresponde a un átomo excitado.
e) Las dos configuraciones electrónicas corresponden a elementos diferentes.
f) La configuración electrónica de B corresponde a un elemento del grupo 1 y periodo 5.

(O.Q.L. Sevilla 2005) (O.Q.L. Sevilla 2006) (O.Q.L. Sevilla 2007) (O.Q.L. Sevilla 2014)

a-f) Falso. La configuración electrónica del átomo B sí que está permitida y corresponde a un estado excitado ya que, el electrón situado en el subnivel $5s$ debería estar en el $4s$.

De acuerdo con la ubicación correcta del electrón más externo, se trata de un elemento que pertenece al grupo 1 al cuarto periodo ($n = 4$).

b) **Verdadero**. Las configuraciones A y B tienen el mismo número de electrones, por lo que corresponden a un mismo elemento.

c) Falso. El electrón del subnivel $6p$ está más alejado del núcleo y, por ese motivo, es más fácil de arrancar.

d) Falso. La configuración electrónica de A corresponde al estado fundamental ya que se cumple el principio de mínima energía.

e) Falso. Según se ha justificado en el apartado b).

La respuesta correcta es la **b**.

8.50. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:

a) Un átomo de helio en estado fundamental tiene un electrón desapareado.
b) La transición desde un orbital $4d$ a un orbital $4s$ lleva consigo la emisión de un fotón.
c) La energía de un fotón es directamente proporcional a su longitud de onda.
d) En el nivel cuántico $n = 2$ pueden encontrarse 18 electrones.
e) Un átomo de berilio en estado fundamental tiene un electrón desapareado.
f) La transición desde un orbital $3d$ a un orbital $3s$ lleva consigo la emisión de un fotón.
g) Un electrón que ocupa un orbital $2p_x$ tiene menos energía que otro que ocupa un orbital $2p_y$.

(O.Q.L. Sevilla 2005) (O.Q.L. Sevilla 2007) (O.Q.L. Sevilla 2014)

a) Falso. La configuración electrónica del helio en su estado fundamental es $1s^2$ y, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925), en un orbital caben como máximo dos electrones con sus espines opuestos, por lo que la distribución de los electrones en el orbital $1s$ es:

$1s$
↑↓

Como se puede observar, el helio no presenta electrones desapareados.

b-f) **Verdadero**. El orbital $4d$ (o $3d$) tiene una energía superior que el $4s$ (o $3s$), por lo que la transición $4d \rightarrow 4s$ (o $3d \rightarrow 3s$) lleva asociada la emisión de un fotón con una energía correspondiente a la diferencia de energía entre ambos orbitales.

c) Falso. La energía asociada a un fotón puede calcularse por medio de la ecuación:

$$E = \frac{h\,c}{\lambda}$$

Como se puede observar, la energía es inversamente proporcional a la longitud de onda.

d) Falso. El número de electrones que caben en un nivel cuántico viene dado por la expresión $N = 2n^2$, así que para $n = 2$ se tiene que $N = 8$.

e) Falso. La configuración electrónica del berilio en su estado fundamental es [He] $2s^2$ y, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925), la distribución de los electrones en el orbital 2s es:

2s
↑↓

Como se puede observar, el berilio no presenta electrones desapareados.

g) Falso. El subnivel de energía $2p$ se encuentra triplemente degenerado, o lo que es lo mismo, que en este subnivel hay tres orbitales $2p$ con idéntico valor de la energía.

Las respuestas correctas son **b** y **f**.

8.51. De las siguientes configuraciones electrónicas, indique las que corresponden a estados excitados:

1) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ **2)** $1s^2\ 2s^2\ 2p^5\ 3s^1$

3) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ **4)** $1s^2\ 3d^3$

5) $1s^2\ 2s^2\ 3p^7$ **6)** $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 2d^2$

a) 4, 6
b) 4, 5, 6
c) 2, 4, 5, 6
d) 2, 4

(O.Q.L. Baleares 2006)

1) La configuración $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ corresponde a un estado fundamental ya que, de acuerdo con el principio de mínima energía, los subniveles se han ido llenando por orden creciente de energía.

2) La configuración $1s^2\ 2s^2\ 2p^5\ 3s^1$ corresponde a un estado excitado ya que, de acuerdo con el principio de mínima energía, antes de comenzar a llenarse el subnivel $3s$ debería haberse completado el $2p$.

3) La configuración $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ corresponde a un estado fundamental ya que, de acuerdo con el principio de mínima energía, los subniveles se han ido llenando por orden creciente de energía.

4) La configuración $1s^2\ 3d^3$ corresponde a un estado excitado ya que, de acuerdo con el principio de mínima energía, antes de comenzar a llenarse el subnivel $3d$ debería haberse completado el $2s$ y comenzado a llenarse el $2p$.

5) La configuración $1s^2\ 2s^2\ 3p^7$ corresponde a un estado prohibido ya que, de acuerdo con el principio de mínima energía, debería haberse comenzado a llenar el subnivel $2p$ y no el $3p$ y, además, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925), en un orbital caben como máximo dos electrones con sus espines opuestos, por lo que en uno de orbitales $3p$ hay alojados tres electrones.

6) La configuración $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 2d^2$ corresponde a un estado prohibido ya que, de acuerdo con el principio de mínima energía, debería haberse comenzado a llenar el subnivel $3s$ y, además, el subnivel $2d$ no puede existir.

La respuesta correcta es la **d**.

8.52. Indique la configuración electrónica del átomo de cromo ($Z = 24$) en estado su fundamental:
a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^6$
b) [Ne] $3d^5\ 4s^2$
c) [Ar] $3d^5\ 4s^1$
d) [Ar] $3d^4\ 4s^2$
e) [Ar] $4s^1\ 3d^2$
f) [Ar] $4s^2\ 3d^1$
g) [Kr] $3d^4\ 4s^2$
h) [Kr] $3d^5\ 4s^1$
i) [Ne] $3d^4\ 4s^2$
j) [Ar] $3d^{10}\ 4s^1$
k) [Ne] $3d^{10}\ 4s^1$

(O.Q.L. La Rioja 2006) (O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. Murcia 2012) (O.Q.L. Valencia 2014) (O.Q.L. Granada 2017) (O.Q.L. Jaén 2019) (O.Q.L. Granada 2020)

La configuración electrónica abreviada del Cr ($Z = 24$) debería ser [Ar] $4s^2\ 3d^4$:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑	↑	↑	↑	

aunque al desaparear el electrón del orbital $4s$ y promocionarlo al orbital $3d$ vacío se incumple el principio de mínima energía que dice:

> "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes",

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

se consigue una nueva configuración electrónica abreviada [Ar] $4s^1\ 3d^5$ y una distribución de los electrones los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

que presenta mayor multiplicidad y, por ello, es más estable.

La respuesta correcta es la **c**.

8.53. Los elementos de transición del cuarto periodo, desde el Sc hasta el Zn, se caracterizan porque van llenando de electrones, sucesivamente, sus orbitales:
a) $4d$
b) $3d$
c) $4p$
d) $5d$

(O.Q.L. La Rioja 2006) (O.Q.L. La Rioja 2007) (O.Q.L. La Rioja 2008)

Los elementos se transición se caracterizan porque colocan sus electrones en orbitales d. Estos orbitales existen a partir del 4º periodo en el que, de acuerdo con el diagrama de Moeller de orden de llenado de orbitales según energías crecientes, se encuentran los orbitales $3d$.

En el 5º periodo se encuentran los orbitales $4d$, en el sexto los $5d$, y así sucesivamente.

La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en La Rioja 2008 se pregunta el 5º periodo de la tabla periódica).

8.54. ¿Qué proposición es correcta?
La promoción del átomo de magnesio ($Z = 12$) al primer estado excitado corresponde al proceso:
a) $2p^2 \rightarrow 2p\,3p$
b) $3s^2 \rightarrow 3s\,3p$
c) $2p^4 \rightarrow 2p\,3p^3$
d) $2p^2\,3s^2 \rightarrow 2p\,3s\,3p^2$

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) en el estado fundamental es [Ne] $3s^2$.

Si un átomo de magnesio en el estado fundamental promociona su electrón más externo al siguiente subnivel de energía para formar el primer estado excitado, su configuración electrónica abreviada pasa a ser [Ne] $3s^1\ 3p^1$.

La respuesta correcta es la **b**.

8.55. ¿Cuál de los siguientes subniveles posee mayor energía para un átomo de $Z = 42$?
a) $4p$
b) $5s$
c) $4d$
d) $3d$

(O.Q.L. Asturias 2006)

La configuración electrónica abreviada del Mo ($Z = 42$) debería ser [Kr] $5s^2\ 4d^4$:

$5s$	$4d$				
↑↓	↑	↑	↑	↑	

aunque al desaparear el electrón del orbital $5s$ y promocionarlo al orbital $4d$ vacío se incumple el principio de mínima energía que dice:

> "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes",

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

se consigue una nueva configuración electrónica abreviada [Kr] $5s^1\ 4d^5$ y una distribución de los electrones los orbitales $5s$ y $4d$:

$5s$	$4d$				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

que presenta mayor multiplicidad y, por ello, es más estable.

En esta configuración el subnivel de mayor energía es el $4d$.

La respuesta correcta es la **c**.

8.56. El ion más estable de aluminio ($Z = 13$) tiene la misma configuración electrónica que:
a) Ion fluoruro
b) Ion berilio
c) Sodio metálico
d) Ion litio

(O.Q.L. Murcia 2007)

La configuración electrónica abreviada del aluminio ($Z = 13$) es [Ne] $3s^2\ 3p^1$ y, si cede los tres electrones, más alejados del núcleo que se encuentran en los orbitales $3s$ y $3p$, se transforma en el ion Al^{3+} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$, muy estable como la de un gas noble.

a) **Verdadero**. La configuración electrónica abreviada del F ($Z = 9$) es [He] $2s^2\ 2p^5$ y, si capta un electrón y completa su capa más externa, se transforma en el ion fluoruro, F^-, cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$, muy estable como la de un gas noble.

b) Falso. La configuración electrónica abreviada del Be ($Z = 4$) es [He] $2s^2$ y,, si cede los dos electrones de su capa más externa se transforma en el ion Be^{2+} cuya configuración electrónica es $1s^2$, muy estable como la de un gas noble.

c) Falso. La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$.

d) Falso. La configuración electrónica abreviada del Li ($Z = 3$) es [He] $2s^1$ y, si cede el electrón de su capa más externa, se transforma en el ion Li^+ cuya configuración es $1s^2$, muy estable como la de un gas noble.

La respuesta correcta es la **a**.

8.57. Indique cuál de las siguientes sales no está formada por aniones y cationes isoelectrónicos:
a) MgF_2
b) KCl
c) AlF_3
d) $CaBr_2$
e) KI
f) $AlCl_3$

(O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. Asturias 2011) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen idéntica configuración electrónica.

Las configuraciones electrónicas de los iones implicados en las sales propuestas son:

▪ La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) es [Ne] $3s^2$ y, si cede los dos electrones de su capa más externa, se transforma en el ion Mg^{2+} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del F ($Z = 9$) es [He] $2s^2\ 2p^5$ y, si capta un electrón y completa su capa más externa, se transforma en el ion F^- cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del K ($Z = 19$) es [Ar] $4s^1$ y, si cede el electrón de su capa más externa se, transforma en el ion K^+ cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica del I ($Z = 53$) es [Kr] $5s^2\ 4d^{10}\ 5p^5$ y, si capta un electrón y completa su capa más externa, se transforma en el ion I^- cuya configuración electrónica es [Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Cl ($Z = 17$) es [Ne] $3s^2\ 3p^5$ y, si capta un electrón y completa su capa más externa, se transforma en el ion Cl^- cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Al ($Z = 13$) es [Ne] $3s^2\ \ 3p^1$ y, si cede los tres electrones de su capa más externa, se transforma en el ion Al^{3+} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ca ($Z = 20$) es [Ar] $4s^2$ y, si cede los dos electrones de su capa más externa, se transforma en el ion Ca^{2+} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica del Br ($Z = 35$) es [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$ y, si capta un electrón y completa su capa más externa, se transforma en el ion Br^- cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$.

De las sales propuestas, las formadas por los iones Ca^{2+} y Br^-, K^+ y I^- y Al^{3+} y Cl^-, no son isoelectrónicas, mientras que el resto sí lo son.

Las respuestas correctas son **d**, **e** y **f**.

8.58. ¿Cuál de las siguientes especies tiene una configuración electrónica diferente a las otras?
a) Ar
b) K^+
c) Sc^{3+}
d) Mg^{2+}

(O.Q.L. Murcia 2008)

▪ La configuración electrónica abreviada del Ar ($Z = 18$) es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del K ($Z = 19$) es [Ar] $4s^1$ y, si cede el electrón de su capa más externa, se transforma en el ion K^+ cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Sc ($Z = 21$) es [Ar] $4s^2\ 3d^1$ y, si cede los tres electrones de su capa externa, se transforma en el ion Sc^{3+} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$

▪ La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) es [Ne] $3s^2$ y, si cede los dos electrones de su capa más externa, se transforma en el ion Mg^{2+} cuya configuración electrónica, [He] $2s^2\ 2p^6$ es diferente de las anteriores.

La respuesta correcta es la **d**.

8.59. De acuerdo a su configuración electrónica, ¿cuál de las siguientes especies es la más estable? S^{2-}, S^-, S, S^+ S^{2+}. ¿Cuál es el número de oxidación más probable del azufre?
a) S^{2+} y número de oxidación 0.
b) S^{2-} y número de oxidación –1.
c) S y número de oxidación 0.
d) S^{2-} y número de oxidación –2.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

La configuración electrónica abreviada del azufre ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$ y, si capta dos electrones y completa el subnivel $3p$ se transforma en el ion S^{2-} y adquiere una configuración electrónica muy estable de gas noble, [Ne] $3s^2\ 3p^6$, a la que corresponde un número de oxidación –2.

La respuesta correcta es la **d**.

8.60. Considere las siguientes configuraciones electrónicas en el estado fundamental:
i) $1s^2\ 2s^2\ 2p^7$ ii) $1s^2\ 2s^3$ iii) $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ iv) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
Diga cuáles cumplen el principio de exclusión de Pauli y deduzca para los elementos con la configuración correcta el estado de oxidación más probable.
a) El principio de exclusión de Pauli la cumplen iii y iv. Sus estados de oxidación más probables son +5 y +1, respectivamente.
b) El principio de exclusión de Pauli la cumplen i y iv. Sus estados de oxidación más probables son –1 y +1, respectivamente.
c) El principio de exclusión de Pauli la cumplen iii y iv. Sus estados de oxidación más probables son +1 y –1, respectivamente.
d) El principio de exclusión de Pauli la cumplen iii y iv. Sus estados de oxidación más probables son –1 y +1, respectivamente.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

El principio de exclusión de Pauli (1925) dice que:

> "en un orbital caben, como máximo, dos electrones con sus espines antiparalelos".

▪ Las configuraciones electrónicas i) $1s^2\ 2s^2\ 2p^7$ y ii) $1s^2\ 2s^3$, alojan tres electrones en orbitales $2p$ y $2s$, respectivamente, por lo que incumplen el principio de exclusión de Pauli.

▪ La configuración electrónica iii) $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$, corresponde a un átomo que puede ganar un electrón para completar el subnivel $2p$ y así adquirir la configuración electrónica muy estable, de gas noble, $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$, a la que corresponde un estado de oxidación –1.

▪ La configuración electrónica iv) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$, corresponde a un átomo que puede ceder el electrón del subnivel $3s$ y así adquirir la configuración electrónica muy estable, de gas noble, $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$, a la que corresponde un estado de oxidación $+1$.

La respuesta correcta es la **d**.

8.61. ¿Cuál es la subcapa que se ocupará después de haberse llenado la subcapa $4s$?
a) $4d$
b) $4p$
c) $3d$
d) $3f$

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

De acuerdo con el diagrama de Moeller de llenado de subniveles de energía en un átomo polielectrónico, después del subnivel $4s$ el siguiente en energía es el $3d$.

La respuesta correcta es la **c**.

8.62. A partir de la configuración electrónica del estado fundamental de los iones Fe(II) y Fe(III), ($Z=26$) se puede deducir que:
a) El ion Fe^{2+} es más estable que el ion Fe^{3+}.
b) Los dos iones tienen la misma estabilidad.
c) El ion Fe^{2+} tiene tendencia a transformarse en el ion Fe^{3+}.
d) No se puede deducir la estabilidad de los iones a partir de su configuración electrónica.

(O.Q.L. Madrid 2008) (O.Q.L. Galicia 2015)

La configuración electrónica abreviada del Fe ($Z = 26$) es [Ar] $4s^2\ 3d^6$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

▪ Si el Fe pierde los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $4s$, se transforma en el ion Fe^{2+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^6$ y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $3d$:

$4s$	$3d$				
	↑↓	↑	↑	↑	↑

▪ Si el Fe^{2+} pierde un electrón más, el que se encuentra apareado en uno de los orbitales $3d$, se transforma en el ion Fe^{3+} con una configuración [Ar] $3d^5$, más estable ya que, aumenta la multiplicidad y disminuye la repulsión entre electrones en ese orbital.

$4s$	$3d$				
	↑	↑	↑	↑	↑

La respuesta correcta es la **c**.

8.63. Deduzca cuál de los siguientes supuestos es cierto:
a) Dos cationes de distintos elementos pueden ser isoelectrónicos.
b) Dos átomos de distintos elementos pueden ser isoelectrónicos.
c) Dos átomos del mismo grupo pueden ser isoelectrónicos.
d) Un átomo y los cationes que puede formar son isoelectrónicos.

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen idéntica configuración electrónica.

a) **Verdadero**. Dos cationes de distintos elementos, si tienen diferente carga eléctrica, pueden ser especies isoelectrónicas, por ejemplo, Na^+ y Mg^{2+}, cuya configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$.

b) Falso. Dos átomos de distintos elementos nunca podrán ser isoelectrónicos ya que tienen diferente número de electrones.

c) Falso. Dos átomos del mismo grupo tienen igual número de electrones externos pero diferente número total de electrones.

d) Falso. Un átomo y sus respectivos cationes siempre tendrán diferente número de electrones.

La respuesta correcta es la **a**.

8.64. El número atómico del Hg es 80. Si Tl está exactamente a la derecha de Hg en la tabla periódica, el ion Tl(I) tiene una configuración electrónica:
a) $6p^1$
b) $6s^2$
c) $5d^{10}$
d) $5d^9$
e) $6s^1$

(O.Q.L. País Vasco 2009)

La configuración electrónica abreviada del Hg ($Z = 80$) es [Xe] $6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6p^1$.

Al talio, Tl, por encontrarse exactamente a la derecha del Hg le corresponde número atómico, $Z = 81$, por lo que su configuración electrónica abreviada es [Xe] $6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6p^1$ y, si cede el electrón situado en el orbital $6p$, se transforma en el ion Tl(I) cuya configuración electrónica es [Xe] $6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}$.

La respuesta correcta es la **c**.

8.65. De las siguientes afirmaciones señale la que considere incorrecta:
a) [Ar] $4s^2\ 3d^3$ **corresponde a un elemento de transición.**
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^4\ 3s^1$ **corresponde a un átomo excitado.**
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ **corresponde al ion** Mg^{2+}**.**
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ **corresponde al ion bromuro.**

(O.Q.L. Murcia 2009)

a) Correcto. Los elementos de transición envían su electrón diferenciador a un orbital d.

b) Correcto. Se incumple el principio de mínima energía ya que se comienza a llenar antes el orbital $3s$ antes de haber completado el orbital $2p$ de menor energía.

c) Correcto. La configuración electrónica del Mg ($Z = 12$) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$ y, si cede los dos electrones de su capa más externa, se transforma en el ion Mg^{2+} cuya configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$.

d) **Incorrecto**. La configuración electrónica del Br ($Z = 35$) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$ y, si capta un electrón y completa su capa más externa, se transforma en el ion bromuro, Br^-, cuya configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$.

La respuesta correcta es la **d**.

8.66. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponde a un estado excitado?
a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^5\ 3s^1$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$

(O.Q.N. Sevilla 2010)

a-b-d-e) Falso. Estas cuatro configuraciones electrónicas corresponden a un estado fundamental ya que, de acuerdo con el principio de mínima energía, los electrones han ido ocupando los orbitales según energías crecientes.

c) **Verdadero**. La configuración electrónica propuesta corresponde a un estado excitado ya que, de acuerdo con el principio de mínima energía, se debería haber completado el orbital $2p$ antes de comenzar a ocuparse el $3s$.

La respuesta correcta es la **c**.

8.67. ¿Cuál es la configuración electrónica del estado fundamental de un átomo de $_{27}$Co en fase gas?
a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^7$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^9$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^8\ 4s^1$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^7\ 4s^2$

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La configuración electrónica del $_{27}$Co en su estado fundamental es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^7$ o, en forma abreviada, $[\text{Ar}]\ 4s^2\ 3d^7$.

La respuesta correcta es la **d**.

8.68. El número atómico del Cu es 29. Si Ag está exactamente debajo de Cu en la tabla periódica, el ion Ag(III) tiene una configuración:
a) d^9
b) d^7
c) d^8
d) d^5
e) d^6

(O.Q.L. País Vasco 2010)

▪ La configuración electrónica abreviada del cobre ($Z = 29$) en su estado fundamental debería ser $[\text{Ar}]\ 4s^2\ 3d^9$ con una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

aunque al desaparear el electrón del orbital $4s$ y promocionarlo al orbital $3d$ se incumple el principio de mínima energía que dice que:

> "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes",

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

se consigue una nueva configuración electrónica, $[\text{Ar}]\ 4s^1\ 3d^{10}$ con la siguiente distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

que tiene el orbital $4s$ semilleno, con un electrón desapareado, con menos energía y por ello más estable.

▪ La plata pertenece al mismo grupo de la tabla periódica que el cobre, por lo que la configuración electrónica externa de ambos es $ns^1\ (n-1)d^{10}$. Para el cobre, $(n = 4)$ ya que se encuentra en el 4º periodo y, para la plata que se encuentra en el 5º periodo, $(n = 5)$, por tanto, la configuración electrónica abreviada de la plata debe ser $[\text{Kr}]\ 5s^1\ 4d^{10}$.

Si cede los tres electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados uno en el orbital $5s$ y dos en los $4d$, se transforma en el ion Ag(III) cuya configuración electrónica es [Kr] $4d^8$.

La respuesta correcta es la **c**.

8.69. La configuración electrónica del ion Cr^{3+} es:
a) [Ar] $4s^2\ 3d^1$
b) [Ar] $4s^1\ 3d^2$
c) [Ar] $3d^3$
d) [Ar] $4s^2\ 3d^4$
e) [Ar] $4s^1\ 3d^5$

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Extremadura 2016)

La configuración electrónica abreviada del Cr ($Z = 24$) debería ser [Ar] $4s^2\ 3d^4$:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑	↑	↑	↑	

aunque al desaparear el electrón del orbital $4s$ y promocionarlo al orbital $3d$ vacío se incumple el principio de mínima energía que dice:

> "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes",

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

se consigue una nueva configuración electrónica abreviada [Ar] $4s^1\ 3d^5$ y una distribución de los electrones los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

que presenta mayor multiplicidad y, por ello, es más estable.

Si el cromo cede los tres electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran uno de ellos en el orbital $4s$ y los otros dos en los orbitales $3d$, se transforma en el ion Cr^{3+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^3$.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Burgos 1998 y otras).

8.70. ¿Cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas correspondientes a átomos neutros en el estado fundamental son incorrectas?
a) $1s^2\ 2s^2\ 3s^2\ 3p^4$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^5$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^8\ 3s^2\ 3p^2$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$
e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 2d^{10}\ 3s^2\ 3p^6$

(O.Q.L. Galicia 2011)

a) **Incorrecta**. La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 3s^2\ 3p^6$ incumple el principio de mínima energía ya que, se ocupan los subniveles $3s$ y $3p$ antes de haberse llenado el $2p$.

b) Correcta. La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^5$ debería ser $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^4$ aunque al desaparear el electrón del orbital $4s$ y promocionarlo al orbital $3d$ vacío se incumple el principio de mínima energía que dice:

> "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes",

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

se consigue una nueva configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^5$ y una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

que presenta mayor multiplicidad y, por ello, es más estable.

Se trata de una excepción en la configuración electrónica de los elementos.

c) **Incorrecta**. La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^8\ 3s^2\ 3p^2$ corresponde a un estado prohibido ya que, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925), en un orbital caben como máximo dos electrones con sus espines opuestos y, aquí, en uno de los orbitales $2p$ hay alojados tres electrones.

d) Correcta. La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ cumple el principio de mínima energía, por lo que corresponde al estado fundamental.

e) **Incorrecta**. La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 2d^{10}\ 3s^2\ 3p^6$ no es posible ya que, de acuerdo con los valores permitidos para los números cuánticos, el subnivel $2d$ no puede existir.

Las respuestas correctas son **a**, **c** y **e**.

8.71. El elemento X de configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ lo más probable es que pierda o gane electrones para formar un ion de valencia:
a) –1
b) +5
c) +1
d) –7

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

La valencia iónica se define como el número de electrones que un átomo gana o pierde para formar un ion con una configuración electrónica estable.

Si el elemento X, cuya configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$, capta un electrón, completa su capa más externa y consigue una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$, formando un ion X^- cuya valencia iónica es –1.

La respuesta correcta es la **a**.

8.72. Si la configuración electrónica de un átomo es $1s^2\ 2s^2\ 2p^5\ 3s^1$. Indique la afirmación correcta:
a) Su número atómico es 9.
b) Para pasar a la configuración $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ el átomo necesita energía.
c) Su configuración es estable.
d) Pertenece al grupo de los gases nobles.

(O.Q.L. País Vasco 2011)

a) Incorrecta. La suma de los superíndices indica que el átomo tiene 10 electrones, por lo que su número atómico es 10.

b-c) Incorrectas. La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^5\ 3s^1$ corresponde a un estado excitado o inestable ya que, se incumple el principio de mínima energía al ocuparse el subnivel $3s$ antes de completar el $2p$.

d) **Correcta**. El número atómico $Z = 10$ indica que se trata del elemento neón, uno de los gases nobles.

La respuesta correcta es la **d**.

8.73. El número atómico del Cr es 24. Si el Mo está exactamente debajo del Cr en la tabla periódica, el ion Mo(II) tiene una configuración:
a) d^1
b) d^9
c) d^4
d) d^5

(O.Q.L. País Vasco 2011)

▪ La configuración electrónica abreviada del Cr ($Z = 24$) debería ser [Ar] $4s^2\ 3d^4$:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑	↑	↑	↑	

aunque al desaparear el electrón del orbital $4s$ y promocionarlo al orbital $3d$ vacío se incumple el principio de mínima energía que dice:

"los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes",

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

"en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

se consigue una nueva configuración electrónica abreviada [Ar] $4s^1\ 3d^5$ y una distribución de los electrones los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

que presenta mayor multiplicidad y, por ello, es más estable.

▪ El molibdeno pertenece al mismo grupo de la tabla periódica que el cromo, por lo que la configuración electrónica externa de ambos es $ns^1\ (n-1)d^5$. Para el cromo, $(n = 4)$ ya que se encuentra en el 4º periodo y, para el molibdeno que se encuentra en el 5º periodo, $(n = 5)$ por tanto, la configuración electrónica abreviada del molibdeno debe ser [Kr] $5s^1\ 4d^5$.

Si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados uno en el orbital $5s$ y otro en uno de los $4d$, se transforma en el ion Mo(II) cuya configuración electrónica es [Kr] $4d^4$.

La respuesta correcta es la **c**.

8.74. ¿Cuál de las siguientes configuraciones no es posible de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli?
a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
b) $1s^2\ 2s^2\ 3p^1$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^3$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$

(O.Q.L. Murcia 2011)

a-d) Falso. Las configuraciones electrónicas $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ y $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$ corresponden a estados fundamentales ya que, de acuerdo con el principio de mínima energía, los electrones han ido ocupando los orbitales según energías crecientes.

b) Falso. La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 3p^1$ corresponde a un estado excitado ya que, de acuerdo con el principio de mínima energía, se debería haber empezado a llenar el subnivel $2p$ en lugar del $3p$.

c) **Verdadero**. La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^3$ corresponde a un estado prohibido ya que, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925):

"en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los espines opuestos",

y en la configuración propuesta, en el orbital $3s$ hay alojados tres electrones.

La respuesta correcta es la **c**.

8.75. El vanadio, un metal de gran dureza y resistencia a la tracción, se emplea en numerosas aleaciones. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponde al $_{23}$V?
a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^3$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^4$

(O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Valencia 2016)

La configuración electrónica del vanadio, $_{23}$V, en su estado fundamental es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^3$ o, de forma abreviada, [Ar] $4s^2\ 3d^3$.

La respuesta correcta es la **a**.

8.76. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es incorrecta?
a) Dos aniones distintos pueden ser isoelectrónicos.
b) Dos átomos neutros pueden ser isoelectrónicos.
c) Dos cationes distintos pueden ser isoelectrónicos.
d) Un catión y un anión pueden ser isoelectrónicos.

(O.Q.L. La Rioja 2011)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen idéntica configuración electrónica.

a) Correcto. Dos aniones isoelectrónicos de elementos pertenecientes al mismo periodo de la tabla periódica con diferente carga eléctrica, por ejemplo, F^- ($Z = 9$) y O^{2-} ($Z = 8$), tienen 10 electrones y su configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$.

Sin embargo, si ambos aniones pertenecen al mismo grupo, aunque tengan la misma carga, no serán isoelectrónicos, por ejemplo, F^- y Cl^-.

b) **Incorrecto**. Dos átomos neutros de diferentes elementos tienen distinto número atómico, es decir de protones y de electrones, por lo que nunca podrán ser isoelectrónicos.

c) Correcto. Dos cationes isoelectrónicos de elementos pertenecientes al mismo periodo de la tabla periódica con diferente carga eléctrica, por ejemplo, Na^+ ($Z = 11$) y Mg^{2+} ($Z = 12$), tienen 10 electrones y su configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$.

Sin embargo, si ambos cationes pertenecen al mismo grupo, aunque tengan la misma carga, no serán isoelectrónicos, por ejemplo, Na^+ y K^+.

d) Correcto. Un catión y un anión de distintos elementos sí pueden ser isoelectrónicos, por ejemplo, F^- y Na^+, como se ha demostrado anteriormente.

La respuesta correcta es la **b**.

8.77. ¿Cuál es la configuración electrónica del estado fundamental del Cu (Z= 29)?
a) [Ar] $3d^8\ 4s^1$
b) [Ar] $3d^9\ 4s^2$
c) [Ar] $3d^{10}\ 4s^1$
d) [Kr] $3d^9\ 4s^2$
e) [Ne] $3d^9\ 4s^2$

(O.Q.N. El Escorial 2012)

La configuración electrónica abreviada del cobre ($Z = 29$) en su estado fundamental debería ser [Ar] $4s^2\ 3d^9$ con una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

aunque al desaparear el electrón del orbital $4s$ y promocionarlo al orbital $3d$ se incumple el principio de mínima energía que dice que:

"los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes",

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

"en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

se consigue una nueva configuración electrónica, [Ar] $4s^1\ 3d^{10}$ con la siguiente distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

que tiene el orbital $4s$ semilleno, con un electrón desapareado, con menos energía y por ello más estable.

La respuesta correcta es la **c**.

8.78. No pueden existir en un átomo dos electrones con los mismos números cuánticos. Esto es una consecuencia del:
a) Principio de Aufbau
b) Primera regla de Hund
c) Principio de exclusión de Pauli
d) Un postulado de Bohr
e) Principio de ocupación
f) Principio de Heisenberg

(O.Q.L. Castilla y León 2012) (O.Q.L. País Vasco 2017)

El principio de exclusión de Pauli (1915) dice:

"en un orbital caben, como máximo, dos electrones con sus espines opuestos",

por lo que esos dos electrones deben tener diferente número cuántico de espín.

La respuesta correcta es la **c**.

8.79. Las configuraciones electrónicas del cromo y del catión Cr^{2+} son, respectivamente:
a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^4\ 4s^2$ $\quad 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^2\ 4s^2$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5\ 4s^1$ $\quad 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^4\ 4s^0$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^4\ 4s^2$ $\quad 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^4\ 4s^0$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5\ 4s^1$ $\quad 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^3\ 4s^1$
e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^6\ 4s^0$ $\quad 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^4\ 4s^0$

(O.Q.L. Valencia 2012) (O.Q.L. Galicia 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

▪ La configuración electrónica del Cr ($Z = 24$) debería ser $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^4\ 4s^2$ o, de forma abreviada, [Ar] $4s^2\ 3d^4$:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑	↑	↑	↑	

aunque al desaparear el electrón del orbital $4s$ y promocionarlo al orbital $3d$ se incumple el principio de mínima energía que dice:

"los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes",

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

"en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

se consigue una nueva configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5\ 4s^1$ o, de forma abreviada, [Ar] $4s^1\ 3d^5$ con una disposición de los electrones en los orbitales $3s$ y $4d$ es:

$4s$	$3d$				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

que presenta mayor multiplicidad y, por ello, es más estable.

▪ Si el cromo cede los dos electrones más alejados del núcleo, que se encuentran situados uno en el orbital $4s$ y otro en uno de los orbitales $3d$, se transforma en el ion Cr^{2+} cuya configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^4\ 4s^0$ o, de forma abreviada, [Ar] $4s^0\ 3d^4$.

La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en Galicia 2013 solo se pregunta el Cr^{2+}).

8.80. El número atómico del Cu es 29. ¿Cuál es la configuración del ion Au(III)?
a) [Xe] $6s^2\ 4f^{14}\ 5d^6$
b) [Xe]
c) [Xe] $4f^{14}\ 5d^8$
d) [Xe] $4f^{14}\ 3d^{10}$
e) d^9
f) d^7

(O.Q.L. País Vasco 2012) (O.Q.L. La Rioja 2018)

▪ La configuración electrónica abreviada del cobre ($Z = 29$) en su estado fundamental debería ser [Ar] $4s^2\ 3d^9$ con una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

aunque al desaparear el electrón del orbital $4s$ y promocionarlo al orbital $3d$ se incumple el principio de mínima energía que dice que:

> "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes",

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

se consigue una nueva configuración electrónica, [Ar] $4s^1\ 3d^{10}$ con la siguiente distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

que tiene el orbital $4s$ semilleno, con un electrón desapareado, con menos energía y por ello más estable.

▪ El oro pertenece al mismo grupo de la tabla periódica que el cobre, por lo que la configuración electrónica externa de ambos es $ns^1\ (n-1)d^{10}$. Para el cobre, $(n = 4)$ ya que se encuentra en el 4º periodo y, para el oro que se encuentra en el 6º periodo, $(n = 6)$ por tanto, la configuración electrónica abreviada del oro debe ser [Xe] $4f^{14}\ 6s^1\ 5d^{10}$.

Si cede los tres electrones más alejados del núcleo, que se encuentran situados uno en el orbital $6s$ y dos en los orbitales $5d$, se transforma en Au(III) cuya configuración electrónica es [Xe] $4f^{14}\ 5d^8$.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en País Vasco 2010, Murcia 2017 y en La Rioja 2018 se pregunta directamente la configuración del Au(III)).

8.81. Las configuraciones electrónicas del Cu ($Z = 29$) en su estado fundamental y del Cu^{2+} son, respectivamente:

a) [Ar] $4s^2\ 3d^9$ [Ar] $4s^2\ 3d^7$
b) [Ar] $4s^2\ 3d^9$ [Ar] $3d^9$
c) [Ar] $4s^1\ 3d^{10}$ [Ar] $3d^9$
d) [Ar] $4s^1\ 3d^{10}$ [Ar] $4s^2\ 3d^7$
e) [Ar] $4s^1\ 3d^{10}$ [Ar] $4s^1\ 3d^8$

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Valencia 2013) (O.Q.L. La Rioja 2016) (O.Q.L. Murcia 2020)

▪ La configuración electrónica abreviada del cobre ($Z = 29$) en su estado fundamental debería ser [Ar] $4s^2\ 3d^9$ con una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

aunque al desaparear el electrón del orbital $4s$ y promocionarlo al orbital $3d$ se incumple el principio de mínima energía que dice que:

> "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes",

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

se consigue una nueva configuración electrónica, [Ar] $4s^1\ 3d^{10}$ con la siguiente distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

que tiene el orbital $4s$ semilleno, con un electrón desapareado, con menos energía y por ello más estable.

▪ Si cede los dos electrones más alejados del núcleo, que se encuentran situados uno en el orbital $4s$ y otro en los orbitales $3d$, se transforma en Cu^{2+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^9$.

La respuesta correcta es la **c**.

(En las cuestiones propuestas en La Rioja 2016 y Murcia 2020 solo se pregunta el ion Cu^{2+}).

8.82. El nitrógeno tiene 5 electrones de valencia. Dadas las siguientes distribuciones electrónicas, la que corresponde al estado fundamental del ion N^- es:

	$\underline{2s}$		$\underline{2p}$	
a)	↑↓	↑	↑	↑
b)	↑	↑↓	↑	↓
c)	↑	↑↑	↑	↑
d)	↑↓	↑	↑	
e)	↑↓	↑↓	↑	↑

(O.Q.L. Valencia 2013)

La configuración electrónica abreviada del N ($Z = 7$) es [He] $2s^2\ 2p^3$ y, si capta un electrón se transforma en el ion N^-, cuya configuración electrónica externa es [He] $2s^2\ 2p^4$, con seis electrones en la última capa.

a-b-c-d) Incorrecto. Las configuraciones electrónicas externas propuestas solo tienen cinco electrones, mientras que el ion N^- tiene seis.

e) **Correcto**. La configuración electrónica:

$2s$	$2p$		
↑↓	↑↓	↑	↑

corresponde al estado fundamental del N^- ya que, tiene seis electrones y se cumple el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos".

La respuesta correcta es la **e**.

8.83. ¿Cuántos electrones poseen los átomos de argón (Ar), de número atómico 18, en su capa o nivel de energía más externo?
a) 2 electrones
b) 6 electrones
c) 8 electrones
d) 18 electrones

(O.Q.L. Extremadura 2013)

La configuración electrónica abreviada del Ar ($Z = 18$) en el estado fundamental es [Ne] $3s^2\ 3p^6$, por lo que tiene 8 electrones en su nivel de energía más externo.

La respuesta correcta es la **c**.

8.84. De los siguientes átomos e iones N^{3-}, Mg^{2+}, Cl^-, K, Ne y Ar, señale los que son isoelectrónicos:
a) N^{3-}, Mg^{2+} y Ne
b) Cl^- y N^{3-}
c) Cl^-, Ar y K
d) Ne y Ar

(O.Q.L. Asturias 2013)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen idéntica configuración electrónica.

▪ La configuración electrónica abreviada del N ($Z = 7$) es [He] $2s^2\ 2p^3$ y, si capta tres electrones para completar su capa más externa, se transforma en el ion N^{3-} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) es [Ne] $3s^2$ y, si cede los dos electrones de su capa más externa, se transforma en el ion Mg^{2+} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ne ($Z = 10$) es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Cl ($Z = 17$) es [Ne] $3s^2\ 3p^5$ y, si capta un electrón para completar su capa más externa, se transforma en el ion Cl^- cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ar ($Z = 18$) es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del K ($Z = 19$) es [Ar] $4s^1$.

De los grupos propuestos, N^{3-}, Mg^{2+} y Ne, sí son especies isoelectrónicas, mientras que el resto no lo son.

La respuesta correcta es la **a**.

8.85. La configuración electrónica del Zn^{2+} (Z= 30) es:
a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^8$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^9$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^8$

(O.Q.L. La Rioja 2013)

La configuración electrónica del Zn ($Z = 30$) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$ o, de forma abreviada, [Ar] $4s^2\ 3d^{10}$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo que son los que están situados en el orbital $4s$, se transforma en el ion Zn^{2+} cuya configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}$.

La respuesta correcta es la **a**.

8.86. Las configuraciones electrónicas del cromo y del ion Cr^{3+} en su estado fundamental son, respectivamente:

a) [Ar] $4s^2\ 3d^4$ [Ar] $4s^2\ 3d^1$
b) [Ar] $4s^2\ 3d^4$ [Ar] $3d^3$
c) [Ar] $4s^1\ 3d^5$ [Ar] $4s^1\ 3d^2$
d) [Ar] $4s^1\ 3d^5$ [Ar] $3d^3$
e) [Ar] $3d^6$ [Ar] $3d^3$

(O.Q.L. País Vasco 2014)

▪ La configuración electrónica abreviada del Cr ($Z = 24$) debería ser [Ar] $4s^2\ 3d^4$ aunque al desaparear el electrón del orbital $4s$ y promocionarlo al orbital $3d$ se incumple el principio de mínima energía que dice que:

> "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes",

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

se consigue una nueva configuración electrónica abreviada, que presenta mayor multiplicidad y, por ello, es más estable, [Ar] $4s^1\ 3d^5$, con una distribución electrónica en los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

▪ Si cede los tres electrones más alejados del núcleo, que se encuentran situados uno en el orbital $4s$ y dos en los orbitales $3d$, se transforma en Cr^{3+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^3$.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2012 y Galicia 2013).

8.87. La configuración electrónica, $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$, no puede corresponder a la siguiente especie química:

a) $_{35}Br^-$
b) $_{34}Se^{2+}$
c) $_{37}Rb^+$
d) $_{36}Kr$

(O.Q.L. La Rioja 2014)

a) Falso. La configuración electrónica del Br ($Z = 35$) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$ y, si capta un electrón y completa el orbital $4p$, se transforma en el ion Br^- cuya configuración electrónica es [Ar] $3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$, que coincide con la propuesta.

b) **Verdadero**. La configuración electrónica abreviada del Se ($Z = 34$) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^4$ y, si cede dos electrones de los orbitales $4p$, se transforma en el ion Se^{2+} cuya configuración es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^2$, que no coincide con la propuesta.

c) Falso. La configuración electrónica abreviada del Rb ($Z = 37$) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 5s^1$ y, si cede el electrón del orbital $5s$, se transforma en el ion Rb^+ cuya configuración es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$, que coincide con la propuesta.

d) Falso. La configuración electrónica abreviada del Kr ($Z = 36$) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$, que coincide con la propuesta.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 1997, La Rioja 2004 y otras).

8.88. El hierro tiene de número atómico 26 y el cobre 29. respectivamente. Los iones Fe^{2+} y Cu^{+} son, respectivamente:
a) d^5 y d^{10}
b) d^5 y d^8
c) d^6 y d^9
d) d^5 y d^7

(O.Q.L. Extremadura 2014)

▪ La configuración electrónica abreviada del Fe ($Z = 26$) es [Ar] $4s^2\ 3d^6$ ya que, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

le corresponde la siguiente distribución de los electrones en los orbitales:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

Si el hierro cede los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $4s$, se transforma en el ion Fe^{2+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del cobre ($Z = 29$) en su estado fundamental debería ser [Ar] $4s^2\ 3d^9$ con una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

aunque al desaparear el electrón del orbital $4s$ y promocionarlo al orbital $3d$ se incumple el principio de mínima energía que dice que:

> "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes",

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

se consigue una nueva configuración electrónica, [Ar] $4s^1\ 3d^{10}$ con la siguiente distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

que tiene el orbital $4s$ semilleno, con un electrón desapareado, con menos energía y por ello más estable.

Si el cobre cede el electrón más alejado del núcleo, que es el que tiene mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $4s$, se transforma en el ion Cu^{+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^{10}$.

Ninguna respuesta es correcta.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996 y otras).

8.89. ¿Cuál de las configuraciones electrónicas siguientes corresponde a un átomo en estado excitado?
a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^7$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5\ 4s^1$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^3$

(O.Q.L. Murcia 2014)

a) Falso. La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^7$ corresponde a un estado prohibido ya que, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925):

"en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los espines opuestos"

En la configuración propuesta en uno de los orbitales $3p$ hay alojados tres electrones.

b) **Verdadero**. La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5\ 4s^1$ corresponde a un estado excitado ya que, de acuerdo con el principio de mínima energía, se debería haber completado el subnivel $3p$ antes de ocuparse el $4s$.

c-d) Falso. Las configuraciones electrónicas $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^3\ 3p^5$ y $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^3$, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, corresponden ambas a estados prohibidos ya que, en ambas, en el orbital $3s$ hay alojados tres electrones.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2000).

8.90. ¿Cuál de los siguientes diagramas de orbitales es el correcto para la configuración electrónica del estado fundamental del fósforo ($Z = 15$)?

	$\underline{3s}$		$\underline{3p}$	
a) [Ne]	↑↑	↑	↑	↑
b) [Ne]	↑↓	↑	↑	↑
c) [Ne]	↑↓	↑↓	↑	
d) [Ne]	↑↓	↑	↑	↓

(O.Q.L. Extremadura 2015)

Para que un átomo se encuentre en un estado fundamental todos sus electrones deben cumplir los principios del proceso "aufbau":

- Principio de mínima energía: "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes".
- Principio de máxima multiplicidad de Hund (1927): "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos".
- Principio de exclusión de Pauli (1925): "dentro de un orbital se pueden alojar, como máximo, dos electrones con sus espines antiparalelos".

La configuración electrónica abreviada en el estado fundamental del fósforo ($Z = 15$) es [Ne] $3s^2\ 3p^3$ y, de acuerdo con los tres principios, le corresponde la siguiente distribución electrónica en los orbitales $3s$ y $3p$:

$3s$	$3p$		
↑↓	↑	↑	↑

La respuesta correcta es la **b**.

8.91. Todas las especies que se citan tienen el subnivel completo excepto:

a) Cu^{2+} $Z(Cu) = 29$
b) Zn^{2+} $Z(Zn) = 30$
c) Ga^{3+} $Z(Ga) = 31$
d) Ag^{+} $Z(Ag) = 47$

(O.Q.L. Asturias 2015)

- La configuración electrónica abreviada del cobre ($Z = 29$) en su estado fundamental debería ser [Ar] $4s^2\ 3d^9$ con una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

aunque al desaparear el electrón del orbital $4s$ y promocionarlo al orbital $3d$ se incumple el principio de mínima energía que dice que:

"los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes",

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

"en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

se consigue una nueva configuración electrónica, [Ar] $4s^1\ 3d^{10}$ con la siguiente distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

que tiene el orbital $4s$ semilleno, con un electrón desapareado, con menos energía y por ello más estable.

Si el cobre cede los dos electrones más alejados del núcleo, uno del orbital $4s$ y otro de uno de los orbitales $3d$ se transforma en el ion Cu^{2+} cuya la configuración electrónica es [Ar] $3d^9$ con una distribución de los electrones en los orbitales $3d$:

$4s$	$3d$				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se observa, presenta el subnivel d incompleto.

▪ La configuración electrónica abreviada del zinc ($Z = 30$) es [Ar] $4s^2\ 3d^{10}$ y, si cede los dos electrones del orbital $4s$, se transforma en el ion Zn^{2+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^{10}$ con una distribución de los electrones en los orbitales $3d$:

$4s$	$3d$				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, presenta el subnivel d completo.

▪ La configuración electrónica abreviada del galio ($Z = 31$) es [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^1$ y, si cede los tres electrones más alejados del núcleo, dos del orbital $4s$ y otro del orbital $4p$, se transforma en el ion Ga^{3+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^{10}$ con una distribución de los electrones en los orbitales $3d$:

$4s$	$3d$					$4p$		
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓			

Como se observa, presenta el subnivel d completo.

▪ El caso de la plata ($Z = 47$) es similar al del cobre ya que, pertenecen al mismo grupo de la tabla periódica, pero a periodos diferentes. Su configuración electrónica abreviada debería ser [Kr] $5s^2\ 4d^9$, aunque al desaparear el electrón del orbital $5s$ y promocionarlo al orbital $4d$ se incumple el principio de mínima energía pero se consigue una nueva configuración electrónica, más estable, [Kr] $5s^1\ 4d^{10}$.

Si cede el electrón más alejado del núcleo, que se encuentra situado en el orbital $5s$, se transforma en el ion Ag^+ cuya configuración electrónica es [Kr] $4d^{10}$ con una distribución de los electrones en los orbitales $4d$:

$5s$	$4d$				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, presenta el subnivel d completo.

La respuesta correcta es la **a**.

8.92. El número atómico del Co es 27. Si Rh está exactamente debajo de Co en la tabla periódica, el ion Rh(II) tiene una configuración:
a) d^8
b) d^7
c) d^6
d) d^5
e) d^4

(O.Q.L. País Vasco 2015) (O.Q.L. Extremadura 2020)

▪ La configuración electrónica abreviada del cobalto ($Z = 27$) en su estado fundamental es [Ar] $4s^2\ 3d^7$ con una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑

▪ El rodio pertenece al mismo grupo de la tabla periódica que el cobalto, por lo que la configuración electrónica externa de ambos es $ns^2\ (n-1)d^7$. Para el cobalto, $(n = 4)$ ya que se encuentra en el 4º periodo y, para el rodio que se encuentra en el 5º periodo, $(n = 5)$, por tanto, la configuración electrónica abreviada del rodio debe ser [Kr] $5s^2\ 4d^7$.

Si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados uno en el orbital $5s$ se transforma en el ion Rh(II) cuya configuración electrónica es [Kr] $4d^7$.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997, País Vasco 2011 y 2013).

8.93. El principio que define el orden de los niveles de energía en el que llenan los electrones se conoce como:
a) Principio de Aufbau
b) Principio de ocupación
c) Regla de Hund
d) Principio de exclusión de Pauli
e) Principio de Heisenberg

(O.Q.L. País Vasco 2015)

El orden que siguen los electrones para llenar los orbitales atómicos se conoce como Principio de Aufbau o de construcción y consta de tres principios o reglas:

- de mínima energía
- de máxima multiplicidad o regla de Hund
- de exclusión de Pauli.

La respuesta correcta es la **a**.

8.94. Las configuraciones electrónicas del Fe y Fe^{3+} en su estado fundamental son, respectivamente:

	Fe	Fe^{3+}
a)	[Ar] $4s^2\ 3d^6$	[Ar] $4s^2\ 3d^3$
b)	[Ar] $4s^1\ 3d^7$	[Ar] $4s^1\ 3d^4$
c)	[Ar] $4s^2\ 3d^6$	[Ar] $3d^5$
d)	[Ar] $3d^8$	[Ar] $3d^5$

(O.Q.L. Baleares 2015)

▪ La configuración electrónica abreviada del Fe ($Z = 26$) es [Ar] $4s^2\ 3d^6$ ya que de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

le corresponde la siguiente distribución de los electrones en los orbitales:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

▪ Si el hierro cede los tres electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados dos en el orbital $4s$ y otro en uno de los orbitales $3d$ se transforma en el ion Fe^{3+} cuya configuración electrónica es $[Ar]\ 3d^5$.

La respuesta correcta es la **c**.

8.95. La configuración electrónica externa supuesta para el elemento 112 es:
a) $6d^{10}\ 7s^2\ 7p^1$
b) $6d^{10}\ 7s^2\ 7p^2$
c) $5f^{14}\ 6d^{10}\ 7s^1$
d) $5f^{14}\ 6d^{10}\ 7s^2$

(O.Q.L. Valencia 2015)

La configuración electrónica abreviada del elemento de número atómico, $Z = 112$ es, $[Rn]\ 5f^{14}\ 7s^2\ 6d^{10}$.

La respuesta correcta es la **d**.

8.96. ¿Cuál es la configuración electrónica más probable para el Na^+ en su estado más estable?
a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^5\ 3s^2$

(O.Q.L. Murcia 2015)

La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ y, si cede el electrón de su capa más externa, se transforma en el ion Na^+ cuya configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$.

La respuesta correcta es la **b**.

8.97. La configuración electrónica del ion $_{27}Co^{2+}$ es:
a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^7\ 4s^2$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5\ 4s^2$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^7$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^9\ 4s^2$

(O.Q.L. La Rioja 2015)

La configuración electrónica del cobalto ($Z = 27$) en su estado fundamental es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^7$ con una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

$4s$	$3d$				
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑

Si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados en el orbital $4s$, se transforma en el ion Co^{2+} cuya configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5$.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a las propuestas en Castilla y León 1999 y 2011).

8.98. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas puede corresponderle a un átomo en su estado fundamental?
a) $1s^2\ 2s^2\ 3s^2\ 3p^6$
b) $1s^2\ 2s^3\ 3p^6$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3p^6\ 3d^7$
d) $1s^2\ 2s^2\ 3p^6$

(O.Q.N. Alcalá 2016)

a-d) Falso. Las configuraciones electrónicas, $1s^2\ 2s^2\ 3s^2\ 3p^6$ y $1s^2\ 2s^2\ 3p^6$, corresponden ambas a estados excitados ya que, de acuerdo con el principio de mínima energía, se deberían haber empezado a llenar los orbitales $2p$ antes que los orbitales $3s$ y $3p$, respectivamente.

b) Falso. La configuración electrónica $1s^2\ 2s^3\ 3p^6$ corresponde a un estado imposible ya que, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925):

"en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los espines opuestos"

por lo que no puede haber tres electrones alojados en el orbital $2s$.

c) Falso. La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3p^6\ 3d^7$ corresponde a un estado imposible ya que el subnivel $3p$ aparece repetido dos veces.

Ninguna respuesta es correcta.

8.99. La configuración electrónica de un elemento en el estado fundamental es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$, ¿cuál es la carga esperable para el anión monoatómico que forme este elemento?
a) +4
b) +2
c) −1
d) −2

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

Si un átomo de este elemento capta un electrón, adquiere una configuración electrónica de gas noble, muy estable, [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$ y forma un anión con carga −1.

La respuesta correcta es la **c**.

8.100. ¿Cuál de las configuraciones de estado fundamental es incorrecta?
a) Br ($Z = 35$): [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$
b) K ($Z = 19$): [Ar] $4s^1$
c) Fe ($Z = 26$): [Ar] $3d^5$
d) Zn ($Z = 30$): [Ar] $3d^{10}\ 4s^2$

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

▪ La configuración electrónica propuesta para el Fe ($Z = 26$) en su estado fundamental es incorrecta ya que, incumple el principio de mínima energía y debería ser [Ar] $3d^6\ 4s^2$.

▪ El resto de las configuraciones propuestas son correctas.

La respuesta correcta es la **c**.

8.101. Los iones X^{2-} e Y^+ son isoelectrónicos ya que los elementos X e Y son:
a) S y Na
b) O y Li
c) Se y Rb
d) Te y K

(O.Q.L. Asturias 2016)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen idéntica configuración electrónica.

▪ La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$ y, si cede el electrón de su capa más externa, se transforma en el ion Na^+ cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del S ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$ y, si capta dos electrones para completar su capa más externa, se transforma en el ion S^{2-} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

De acuerdo con lo expuesto, las especies S^{2-} y Na^+ no son isoelectrónicas.

▪ La configuración electrónica abreviada del Li ($Z = 3$) es [He] $2s^1$ y, si cede el electrón de su capa más externa, se transforma en el ion Li^+ cuya configuración electrónica es $1s^2$.

▪ La configuración electrónica abreviada del O ($Z = 8$) es [He] $2s^2\ 2p^4$ y, si capta dos electrones para completar su capa más externa, se transforma en el ion O^{2-} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

De acuerdo con lo expuesto, especies O^{2-} y Li^+ no son isoelectrónicas.

▪ La configuración electrónica abreviada del Rb ($Z = 37$) es [Kr] $5s^1$ y, si cede el electrón de su capa más externa, se transforma en el ion Rb^+ cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Se ($Z = 34$) es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^4$ y, si capta dos electrones para completar su capa más externa, se transforma en el ion Se^{2-} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$.

Las especies Se^{2-} y Rb^+ son isoelectrónicas.

▪ La configuración electrónica abreviada del K ($Z = 19$) es [Ar] $4s^1$ y, si cede el electrón de su capa más externa, se transforma en el ion K^+ cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Te ($Z = 52$) es [Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^4$ y, si capta dos electrones para completar su capa más externa, se transforma en el ion Te^{2-} cuya configuración electrónica es [Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^6$.

De acuerdo con lo expuesto, especies Te^{2-} y K^+ no son isoelectrónicas.

La respuesta correcta es la **c**.

8.102. Considere la configuración electrónica del ion Zn^{2+}. ¿Cuál de los siguientes elementos tiene la misma configuración electrónica?
a) Ga
b) Ni
c) Cu
d) Ninguno de ellos tiene la misma configuración electrónica que el Zn^{2+}.

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

La configuración electrónica abreviada del Zn ($Z = 30$) [Ar] $4s^2\ 3d^{10}$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo, los de mayor de n, que son los que están situados en el orbital $4s$, se transforma en el ion Zn^{2+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^{10}$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ga ($Z = 31$) es [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^1$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ni ($Z = 28$) es [Ar] $4s^2\ 3d^8$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Cu ($Z = 29$) debería ser [Ar] $3d^9\ 4s^2$, aunque al desaparear el electrón del orbital $4s$ y promocionarlo al orbital $3d$ se incumple el principio de mínima energía que dice:

> "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes",

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

se consigue una nueva configuración electrónica abreviada [Ar] $4s^1\ 3d^{10}$, que es más estable.

Las configuraciones electrónicas de los elementos propuestos son diferentes a la del ion Zn^{2+}.

La respuesta correcta es la **d**.

8.103. De las siguientes configuraciones electrónicas indique la que corresponde a un átomo en estado imposible:
a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5\ 4s^1$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^3\ 3p^5$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1\ 3p^1$

(O.Q.L. Murcia 2016)

a) Falso. La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ corresponde a un estado fundamental ya que cumple el principio de mínima energía.

b) Falso. La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5\ 4s^1$ corresponde a un estado excitado ya que, de acuerdo con el principio de mínima energía, se debería haber completado el subnivel $3p$ antes de ocupar el $4s$.

c) **Verdadero**. La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^3\ 3p^5$ corresponde a un estado imposible ya que, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925):

> "en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los espines opuestos"

por lo que no puede haber tres electrones alojados en el orbital $3s$.

d) Falso. La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1\ 3p^1$ corresponde a un estado excitado ya que, de acuerdo con el principio de mínima energía, se debería haber completado el subnivel $3s$ antes de ocupar el $3p$.

La respuesta correcta es la **c**.

8.104. ¿Cuál de las siguientes distribuciones electrónicas corresponde al estado fundamental del ion F^-?

	$1s$	$2s$	$2p_x$	$2p_y$	$2p_z$	$3s$
a)	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑
b)	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑
c)	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	
d)	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↑	

(O.Q.L. Valencia 2016)

Para que un átomo se encuentre en un estado fundamental todos sus electrones deben cumplir los principios del proceso "aufbau":

- Principio de mínima energía: "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes".
- Principio de máxima multiplicidad de Hund (1927): "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos".
- Principio de exclusión de Pauli (1925): "dentro de un orbital se pueden alojar, como máximo, dos electrones con sus espines antiparalelos".

La configuración electrónica del F ($Z = 9$) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ y, si capta un electrón y completa el orbital $2p$, se transforma en el ion F^- cuya configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$.

De acuerdo con los tres principios, la distribución de los electrones en los orbitales debe ser:

$1s$	$2s$	$2p_x$	$2p_y$	$2p_z$
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

La respuesta correcta es la **c**.

8.105. La configuración electrónica del catión Fe^{2+} es:
a) [Ar] $4s^2\ 3d^4$
b) [Ar] $3d^6$
c) [Ar] $4s^2\ 3d^6$
d) [Ar] $4s^2\ 3d^8$

(O.Q.L. Madrid 2016)

La configuración electrónica abreviada del Fe ($Z = 26$) es [Ar] $4s^2\ 3d^6$ ya que de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

le corresponde la siguiente distribución de los electrones en los orbitales:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

Si el hierro cede los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $4s$, se transforma en el ion Fe^{2+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^6$.

La respuesta correcta es la **b**.

8.106. El número atómico del Fe es 26. Si Ru está exactamente debajo de Fe en la tabla periódica, el ion Ru(III) tiene una configuración:
a) d^8
b) d^7
c) d^6
d) d^5
e) d^4

(O.Q.L. País Vasco 2017)

▪ La configuración electrónica abreviada del hierro ($Z = 26$) en su estado fundamental es [Ar] $4s^2\ 3d^6$ con una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑

▪ El rutenio pertenece al mismo grupo de la tabla periódica que el hierro, por lo que la configuración electrónica externa de ambos es $ns^2\ (n-1)d^6$. Para el hierro, $(n = 4)$ ya que se encuentra en el 4º periodo y, para el rutenio que se encuentra en el 5º periodo, $(n = 5)$, por tanto, su configuración electrónica abreviada debe ser [Kr] $5s^2\ 4d^6$.

Si cede los tres electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados dos en el orbital $5s$ y otro en uno de los orbitales $4d$ se transforma en el ion Ru(III) cuya configuración electrónica es [Kr] $4d^5$.

La respuesta correcta es la **d**.

8.107. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas representa la del estado fundamental del lantano?
a) [Xe] $6s^2\ 4f^1$
b) [Xe] $6s^2\ 5d^1$
c) [Rn] $6s^2\ 4f^1$
d) [Rn] $4f^6$

(O.Q.L. Galicia 2017)

La configuración electrónica abreviada del lantano, La, ($Z = 59$) es [Xe] $6s^2\ 5d^1$.

La respuesta correcta es la **b**.

8.108. El elemento X de configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ lo más probable es que pierda o gane electrones para formar un ion de valencia:
a) –4
b) +2
c) –2
d) +6

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

La valencia iónica se define como el número de electrones que un átomo gana o pierde para formar un ion con una configuración electrónica estable.

Si el elemento X gana dos electrones, completa su capa más externa y consigue una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$, formando un ion cuya valencia iónica es –2.

La respuesta correcta es la **c**.

8.109. El número de electrones que tiene el átomo de azufre en sus orbitales *p* es:
a) 4
b) 10
c) 16
d) 6

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

La configuración electrónica del azufre ($Z = 16$) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$, por lo que tiene 10 electrones alojados en sus orbitales p.

La respuesta correcta es la **b**.

8.110. El orden de energía de los siguientes orbitales del átomo de H es:
a) $1s < 2s = 2p < 3s$
b) $1s < 2s < 2p < 3s$
c) Depende del estado de excitación del átomo de hidrógeno.
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

De acuerdo con el diagrama propuesto por Moeller que indica el orden de llenado de orbitales según energías crecientes:

$$1s < 2s < 2p < 3s$$

La respuesta correcta es la **b**.

8.111. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de átomos neutros:
A = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ B = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 6p^1$
Indique cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:
a) A y B representan elementos distintos.
b) A y B representan el mismo elemento.
c) Para pasar de A a B se requiere energía.
d) Según el modelo atómico de Bohr, para ionizar A se ha de utilizar una radiación electromagnética de menor longitud de onda que la que habría de utilizarse para ionizar B.

(O.Q.L. Baleares 2018) (O.Q.L. Baleares 2019)

a) **Falso**. Las configuraciones electrónicas propuestas para los átomos A y B tienen ambas 11 electrones, por lo que pertenecen al elemento con $Z = 11$, el sodio. La configuración de A corresponde al estado

fundamental, mientras que la configuración de B corresponde a un estado excitado de ese mismo átomo ya que, se incumple el principio de mínima energía, al ocuparse antes el subnivel $6p$ que el $3s$.

b) Verdadero. Según se ha justificado en el apartado anterior.

c) Verdadero. Para pasar de un estado fundamental a un estado excitado de un átomo es necesario que este absorba energía.

d) Verdadero. De acuerdo con el modelo de Bohr, la energía de la radiación electromagnética para ionizar un átomo viene dada por la expresión:

$$E = k\frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2}$$

Teniendo en cuenta que la relación entre la energía y la longitud de onda de una radiación electromagnética viene dada por la expresión:

$$E = \frac{h\,c}{\lambda}$$

cuanto menor sea el valor de n, menor debe ser el valor de λ.

La respuesta correcta es la **a**.

8.112. La configuración electrónica de un elemento X en el estado fundamental es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$. El elemento formará iones:
a) X^+
b) X^{2+}
c) X^{2-}
d) X^{6-}

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

Si un átomo de este elemento cede los dos electrones del orbital $4s$ adquiere una configuración electrónica de gas noble, muy estable, $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ y forma el catión X^{2+}.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Preselección Valencia 2016).

8.113. Indique cuál de las siguientes distribuciones electrónicas corresponde al estado fundamental del átomo de oxígeno:

	$1s$	$2s$	$2p_x$	$2p_y$	$2p_z$	$3s$
a)	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓		
b)	↑↓	↑↓	↑↓	↓	↑	
c)	↑↓	↑↓	↑↓		↑	↑
d)	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	

(O.Q.L. Valencia 2018)

Para que un átomo se encuentre en un estado fundamental todos sus electrones deben cumplir los principios del proceso "aufbau":

- Principio de mínima energía: "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes".
- Principio de máxima multiplicidad de Hund (1927): "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos".
- Principio de exclusión de Pauli (1925): "dentro de un orbital se pueden alojar, como máximo, dos electrones con sus espines antiparalelos".

La configuración electrónica del O ($Z = 8$) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ y, de acuerdo con los tres principios, la distribución de los electrones en los orbitales debe ser:

$1s$	$2s$	$2p_x$	$2p_y$	$2p_z$
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

La respuesta correcta es la **d**.

8.114. La configuración electrónica del átomo de bario en su estado fundamental es:
a) [Ar] $3d^{10}\ 4s^2$
b) [Xe] $6s^2$
c) [Ar] $4s^1$
d) [Ar] $4s^2$

(O.Q.L. Valencia 2018)

La configuración electrónica abreviada del bario, Ba, ($Z = 56$) en su estado fundamental es [Xe] $6s^2$.

La respuesta correcta es la **b**.

8.115. De las expresiones dadas para el oxígeno, cuál de las configuraciones descritas se corresponde con el estado indicado:

	$\underline{1s}$	$\underline{2s}$		$\underline{2p}$		$\underline{3s}$	
a)	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑	**estado prohibido**
b)	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑		**estado excitado**
c)	↑↓	↑↓	↑↑	↑	↑		**estado prohibido**
d)	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↓		**estado fundamental**
e)	↑↓	↑↓	↑↓	↓	↓		**estado excitado**

(O.Q.L. Cantabria 2018)

Para que un átomo se encuentre en un estado fundamental debe cumplir los principios del proceso "aufbau":

- Principio de mínima energía: "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes".
- Principio de máxima multiplicidad de Hund (1927): "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos".
- Principio de exclusión de Pauli (1925): "dentro de un orbital se pueden alojar, como máximo, dos electrones con sus espines antiparalelos".

a) Falso. La configuración electrónica propuesta para el átomo de oxígeno:

$1s$	$2s$	$2p$			$3s$
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

corresponde a un estado excitado ya que, el electrón que se encuentra en el orbital $3s$, incumple el principio de mínima energía y, debería estar alojado en uno de los orbitales $2p$ y con el espín opuesto.

b) Falso. La configuración electrónica propuesta para el átomo de oxígeno:

$1s$	$2s$	$2p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

corresponde a un estado fundamental ya que todos los electrones cumplen los tres principios.

c) **Verdadero**. La configuración electrónica propuesta para el átomo de oxígeno:

$1s$	$2s$	$2p$		
↑↓	↑↓	↑↑	↑	↑

corresponde a un estado prohibido ya que, uno de los electrones alojado en el orbital $2p_x$, incumple el principio de exclusión de Pauli y, debería tener el espín opuesto al otro electrón del orbital.

d) Falso. La configuración electrónica propuesta para el átomo de oxígeno:

$1s$	$2s$	$2p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	

corresponde a un estado excitado ya que, uno de los electrones que se encuentran en el orbital $2p_x$ o $2p_y$, incumple el principio de máxima de multiplicidad de Hund.

e) Falso. La configuración electrónica propuesta para el átomo de oxígeno:

$1s$	$2s$	$2p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↓↓	

corresponde a un estado prohibido ya que, uno de los electrones alojado en el orbital $2p_y$, incumple el principio de exclusión de Pauli y el principio de máxima de multiplicidad de Hund.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 1999 y Asturias 2010).

8.116. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponde con los electrones de valencia del níquel?
a) $4s^2\ 3d^8$
b) $5s^1\ 4d^{10}$
c) $3s^2\ 3p^4$
d) $6s^2\ 5d^{10}\ 6p^2$

(O.Q.L. La Rioja 2019)

La configuración electrónica abreviada del níquel, Ni, ($Z = 28$) es $[\text{Ar}]\ 4s^2\ 3d^8$.

La respuesta correcta es la **a**.

8.117. La configuración electrónica del átomo de galio es:
a) $[\text{Ar}]\ 4s^2\ 4p^1$
b) $[\text{Ar}]\ 4s^2\ 3d^{10}$
c) $[\text{Ar}]\ 4s^1\ 3d^{10}\ 4p^1$
d) $[\text{Ar}]\ 3d^{10}\ 4p^1$

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

La configuración electrónica abreviada del galio, Ga, ($Z = 31$) es $[\text{Ar}]\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^1$.

La respuesta correcta es la **c**.

8.118. Señale la pareja de especies cuyas configuraciones electrónicas son coincidentes:
a) Na^+ y O^{2-}
b) Na^+ y Ar
c) Si^{4+} y Si^{4-}
d) Na^+ y K^+

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

▪ La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo, que es el que está situado en el orbital $3s$, se transforma en el ion Na^+ cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del O ($Z = 8$) es [He] $2s^2\ 2p^4$ y, si capta dos electrones para completar su capa más externa, se transforma en el ion O^{2-} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Si ($Z = 14$) es [Ne] $3s^2\ 3p^2$ y, si cede los cuatro electrones de más alejados del núcleo, que son los que están situados en los orbitales $3s$ y $3p$, se transforma en el ion Si^{4+} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

En el caso de que el silicio capte cuatro electrones para completar su capa más externa se transforma en el ion Si^{4-} y su configuración electrónica será [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del K ($Z = 19$) es [Ar] $4s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo, que es el que está situado en el orbital $4s$, se transforma en el ion K^+ cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ar ($Z = 18$) es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

La pareja de especies cuyas configuraciones electrónicas son coincidentes es la formada por Na^+ y O^{2-}.

La respuesta correcta es la **a**.

8.119. El Cu, de número atómico, $Z = 29$, en su estado fundamental, presenta la siguiente configuración electrónica:
a) [Ar] $3d^{10}\ 4s^1$
b) [Ar] $3d^9\ 4s^2$
c) [Ar] $3d^{10}\ 4p^1$
d) [Ar] $3d^8\ 4s^1\ 4p^1$
e) [Ar] $3d^8\ 4s^1$
f) [Kr] $3d^9\ 4s^2$
g) [Ne] $3d^9\ 4s^2$

(O.Q.L. Murcia 2019) (O.Q.L. Granada 2019)

La configuración electrónica abreviada del Cu ($Z = 29$) en su estado fundamental debería ser [Ar] $4s^2\ 3d^9$ con una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

aunque al desaparear el electrón del orbital $4s$ y promocionarlo al orbital $3d$ se incumple el principio de mínima energía que dice que:

> "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes",

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

se consigue una nueva configuración electrónica, más estable, [Ar] $4s^1\ 3d^{10}$ con la siguiente distribución electrónica en los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

tiene el orbital $4s$ semilleno, con un electrón desapareado, con menos energía y, por ello, más estable.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Alicante 2013).

8.120. Considere los elementos X (Z= 12), Y (Z= 13) y Z (Z= 16). Corresponde a los iones más estables de los elementos la terna:
a) X^+, Y^{2+}, Z^-
b) X^{2+}, Y^+, Z^-
c) X^{2+}, Y^+, Z^{2-}
d) X^{2+}, Y^{3+}, Z^{2-}

(O.Q.L. Asturias 2019)

▪ El elemento X ($Z = 12$) tiene la configuración electrónica abreviada [Ne] $3s^2$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que se encuentran en el orbital $3s$, se transforma en el ion X^{2+} con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

▪ El elemento Y ($Z = 13$) tiene la configuración electrónica abreviada [Ne] $3s^2\ 3p^1$ y, si cede los tres electrones más alejados del núcleo, que son los que se encuentran en los orbitales $3s$ y $3p$, se transforma en el ion Y^{3+} con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

▪ El elemento Z ($Z = 16$) tiene la configuración electrónica abreviada [Ne] $3s^2\ 3p^4$ y, si capta dos electrones y completa el orbital $3p$, se transforma en el ion Z^{2-} con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

La respuesta correcta es la **d**.

8.121. La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ no corresponde al:
a) Ne
b) Na^+
c) Mg^+
d) Al^{3+}

(O.Q.L. Extremadura 2020)

▪ La configuración electrónica del Ne ($Z = 10$) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo, que es el que está situado en el orbital $3s$, se transforma en el ion Na^+ cuya configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) es [Ne] $3s^2$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo, que es uno de los que están situados en el orbital $3s$, se transforma en el ion Mg^+ cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^1$ y es diferente a la propuesta.

▪ La configuración electrónica abreviada del Al ($Z = 13$) es [Ne] $3s^2\ 3p^1$ y, si cede los tres electrones más alejados del núcleo, que son los que se encuentran situados en los orbitales $3s$ y $3p$, se transforma en el ion Al^{3+} cuya configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$.

La respuesta correcta es la **c**.

8.122. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) Dos electrones situados en un mismo orbital no tienen sus cuatro números cuánticos iguales.
b) A un electrón situado en un orbital 3*d*, le corresponden los siguientes números cuánticos (3, 1, –1, ½).
c) En un mismo orbital puede haber dos electrones con el mismo espín.
d) La energía de un orbital depende únicamente del número cuántico secundario.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2020)

a) **Correcto**. El principio de exclusión de Pauli (1925) dice:

> "en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los espines opuestos"

por lo que se deben diferenciar en el valor del número cuántico de espín.

b) Incorrecto. De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

Si $n = 3$, el valor de l (orbital d) debe ser 2.

c) Incorrecto. Según se ha justificado en el apartado a).

d) Incorrecto. La energía de un orbital depende, principalmente, del número cuántico principal n:

$$E = k\frac{Z^2}{n^2}$$

La respuesta correcta es la **a**.

8.123. A un elemento de número atómico 6, la configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p_x^2$ corresponde a:
a) El estado fundamental.
b) Un estado excitado.
c) Un estado prohibido.
d) Un catión de carga +1.

(O.Q.L. Castilla y León 2020)

El elemento cuyo número atómico es 6 tiene una configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

y la distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$ debe ser:

$2s$	$2p$		
↑↓	↑	↑	

Por tanto, la configuración electrónica propuesta, $1s^2\ 2s^2\ 2p_x^2$, corresponde a un estado excitado ya que, incumple el principio de máxima multiplicidad de Hund.

La respuesta correcta es la **b**.

8.124. El orden de llenado de los orbitales de un átomo neutro (Principio Aufbau) se basa en una serie de reglas y principios teóricos y experimentales. ¿Cuál de estas reglas y principios no se tienen en cuenta en el Principio Aufbau?
a) El principio de exclusión de Pauli
b) El principio de incertidumbre de Heisenberg
c) La regla de Hund
d) La regla de Madelung

(O.Q.L. Madrid 2020)

El orden que siguen los electrones para llenar los orbitales atómicos se conoce como Principio de Aufbau o de construcción y consta de tres principios o reglas:

- de mínima energía
- de máxima multiplicidad o regla de Hund
- de exclusión de Pauli.

La regla de Erwin Madelung (1936), que se incluye dentro del principio de mínima energía, indica que la energía de un orbital aumenta con $(n + l)$ y se aplica en el caso de dos orbitales que tengan el mismo valor $(n + l)$; se llena primero el de menor n, que es el que tiene menor energía. Explica que se comiencen a ocupar antes los orbitales $4f$ que los orbitales $5d$.

La respuesta correcta es la **b**.

8.125. ¿Cuál de estos elementos no cumple el Principio de Construcción Progresiva?
a) Sc
b) Ti
c) V
d) Cr

(O.Q.N. Valencia 2020)

Para que un átomo se encuentre en un estado fundamental debe cumplir los tres principios del llamada Principio de Construcción Progresiva o "aufbau":

- Principio de mínima energía: "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes".
- Principio de máxima multiplicidad de Hund (1927): "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos".
- Principio de exclusión de Pauli (1925): "dentro de un orbital se pueden alojar, como máximo, dos electrones con sus espines antiparalelos".

De acuerdo con ellos las configuraciones electrónicas de los elementos propuestos son:

- Sc $(Z = 21) \rightarrow$ [Ar] $4s^2\ 3d^1$
- Ti $(Z = 22) \rightarrow$ [Ar] $4s^2\ 3d^2$
- V $(Z = 23) \rightarrow$ [Ar] $4s^2\ 3d^3$

Sin embargo, la configuración electrónica abreviada del Cr $(Z = 24)$ debería ser [Ar] $4s^2\ 3d^4$:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑	↑	↑	↑	

aunque al desaparear el electrón del orbital $4s$ y promocionarlo al orbital $3d$ vacío se incumple el principio de mínima energía, pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927), se consigue una nueva configuración electrónica abreviada [Ar] $4s^1\ 3d^5$ con una distribución de los electrones los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

que presenta mayor multiplicidad y, por ello, es más estable.

La respuesta correcta es la **d**.

8.126. La configuración electrónica del litio no es $1s^3$ a causa de la naturaleza cuántica de los electrones, tal como explica:
a) El principio de indeterminación de Heisenberg.
b) El principio de exclusión de Pauli.
c) La ecuación de Schrödinger.
d) La hipótesis de de Broglie.

(O.Q.N. Valencia 2020)

La configuración electrónica del litio es $1s^2\ 2s^1$ y, no es posible que sea la propuesta ya que, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925) que dice que:

"en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los espines opuestos"

La respuesta correcta es la **b**.

II. LA TABLA PERIÓDICA Y SUS PROPIEDADES

1. LA TABLA PERIÓDICA

1.1. Solo una de las siguientes afirmaciones es falsa:
a) En algunas propiedades químicas el Li se parece al Mg.
b) El estado de oxidación máximo para un elemento de las series de transición es +7.
c) Desde el Sc hasta el Mn, el estado de oxidación máximo es suma de los electrones ($3d + 4s$).
d) El ion Cu^+ se dice que tiene estructura de pseudogas noble.
e) El N puede actuar con el estado de oxidación –3, el Bi no.

(O.Q.L. Asturias 1990)

a) Verdadero. Los elementos alcalinos, como Li, y alcalinotérreos, como Mg, son elementos muy reductores que tienden a ceder fácilmente electrones y oxidarse.

b) **Falso**. Los elementos osmio e iridio llegan a tener los estados de oxidación, +8 y +9, respectivamente.

c) Verdadero. En los elementos comprendidos desde el Sc al Mn el estado de oxidación máximo coincide con la suma de los electrones de su última capa, ($4s + 3d$), tal como se muestra en la siguiente tabla:

Elemento	Sc	Ti	V	Cr	Mn
Configuración Electr.	[Ar] $4s^2\ 3d^1$	[Ar] $4s^2\ 3d^2$	[Ar] $4s^2\ 3d^3$	[Ar] $4s^1\ 3d^5$	[Ar] $4s^2\ 3d^5$
Nº Oxidación Máximo	+3	+4	+5	+6	+7

b) Verdadero. La configuración electrónica del Cu ($Z = 29$) debería ser $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6 4s^2\ 3d^9$ o, de forma abreviada, [Ar] $4s^2\ 3d^9$:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

aunque al desaparear el electrón del subnivel $4s$ y promocionarlo al subnivel $3d$ se incumple el principio de mínima energía que dice que:

> "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes,

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

se consigue una configuración electrónica [Ar] $4s^1\ 3d^{10}$:

$4s$	$3d$				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

que presenta el subnivel $3d$ lleno, con menos energía y por ello más estable.

Si el cobre pierde el electrón más alejado del núcleo, el que tiene mayor valor de n y que se encuentra en el subnivel $4s$, se transforma en el ion Cu^+ cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^{10}$:

$4s$	$3d$				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Esta configuración electrónica presenta aún menos energía que la anterior y todavía es más estable. Al encontrase el subnivel $3d$ lleno, esta configuración tiene cierta similitud con la de un gas noble que tiene su última capa llena de electrones.

e) Verdadero. Los elementos N y Bi pertenecen al mismo grupo de la tabla periódica y, tienen el mismo número de oxidación +3 ya que, ambos pueden perder los tres electrones que tienen en el subnivel p, sin embargo, solo el nitrógeno, que tiene menos capas electrónicas, es capaz de captar 3 electrones y tener el estado de oxidación –3.

La respuesta correcta es la **b**.

1.2. La siguiente configuración electrónica:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$$

corresponde a un átomo de:
a) Baja energía de ionización.
b) Un metal de transición.
c) Un elemento del grupo de los halógenos.
d) Un gas noble.

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Castilla y León 2012)

De la configuración electrónica propuesta se deduce que:

- El valor máximo de $n = 3$ indica que se trata de un elemento del 3er periodo de la tabla periódica
- Como tiene 7 electrones de valencia (s^2p^5), que pertenece al grupo 17 (halógenos).
- Se trata del elemento de número atómico $Z = 17$, el cloro.

La respuesta correcta es la **c**.

(En Castilla y León 2012 se pide que se identifique si es cloro, flúor, fósforo o azufre).

1.3. Los elementos metálicos se caracterizan por:
a) Ser gases.
b) Ceder electrones cuando hay alguien en condiciones de aceptarlos.
c) Fundir a temperaturas muy altas.
d) Tomar electrones del oxígeno del aire con facilidad.

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

Los metales son, generalmente, elementos con bajas energías de ionización, por lo que ceden fácilmente electrones y se oxidan.

La respuesta correcta es la **b**.

1.4. Se conoce que el número de electrones de un átomo en estado fundamental es 11 y, por tanto, se trata de un elemento químico:
a) Gas noble
b) Halógeno
c) Alcalinotérreo
d) Alcalino

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Sevilla 2019)

Un átomo con 11 electrones posee la configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$. Un elemento que aloja su electrón diferenciador en un orbital s es un metal alcalino.

La respuesta correcta es la **d**.

1.5. Los elementos químicos situados en una misma columna de la tabla periódica presentan unas propiedades químicas análogas debido a que:
a) Su volumen atómico es análogo.
b) Poseen energías de ionización parecidas.
c) Tienen la misma carga nuclear.
d) Su configuración electrónica externa es análoga.

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2018) (O.Q.L. Galicia 2019)

Las propiedades químicas de los elementos dependen del número de electrones de valencia que posean. Los elementos de un grupo tienen, salvo excepciones, la misma configuración electrónica externa.

La respuesta correcta es la **d**.

1.6. Un elemento químico que presenta las propiedades siguientes:
1) Alta energía de ionización
2) Alta afinidad electrónica
3) Muchos electrones de valencia
4) Estructura $ns^2\ np^5$
5) Siempre actúa con número de oxidación –1
a) O
b) N
c) F
d) Un alcalinotérreo

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

De la configuración electrónica propuesta se deduce que:

- Como tiene 7 electrones de valencia (s^2p^5), que pertenece al grupo 17 (halógenos).
- Si presenta altos valores de la energía de ionización y de la afinidad electrónica, quiere decir que difícilmente cede un electrón y que fácilmente lo capta para para adquirir configuración electrónica de gas noble.
- El único halógeno que solo tiene de número de oxidación –1 es el flúor (F).

La respuesta correcta es la **c**.

1.7. Del elemento químico cuya configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$, se puede afirmar que:
a) Es un metal.
b) Forma un catión monovalente.
c) Presenta tres valencias covalentes y una iónica.
d) Forma con el hidrógeno un compuesto monovalente que disuelto en agua da pH ácido.
e) Forma moléculas triatómicas.

(O.Q.N. Murcia 2000)

De la configuración electrónica propuesta se deduce que:

- El valor máximo de $n = 4$ indica que se trata de un elemento del 4º periodo de la tabla periódica
- Como tiene 7 electrones de valencia (s^2p^5), que pertenece al grupo 17 (halógenos) y es el bromo.

Combinado con el hidrógeno forma el compuesto HBr, que disuelto en agua se transforma en ácido bromhídrico, un ácido fuerte que en disolución acuosa tiene pH ácido de acuerdo con la ecuación:

$$HBr(aq) + H_2O(l) \rightarrow Br^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.8. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones, referidas a los elementos que constituyen la tabla periódica, es incorrecta?
a) Hay más elementos no metálicos que metálicos.
b) Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos.
c) Hay unos cuantos elementos que tienen propiedades intermedias entre los metales y los no metales.
d) El comportamiento como metal de un elemento disminuye al ir de izquierda a derecha a lo largo de un período.

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Murcia 2001) (O.Q.L. La Rioja 2011)

a) **Falso**. Los elementos no metálicos de la tabla periódica se caracterizan por tener energías de ionización, afinidades electrónicas y electronegatividades elevadas. Son muy pocos: F, O, Cl, N, Br, I, S, Se, C, H, P y At (radiactivo). Todos ellos envían su electrón diferenciador a un orbital p.

b) Verdadero. Las propiedades de los elementos dependen del número de electrones de valencia (externos) que tengan. Este número está determinado por el número atómico Z.

c) Verdadero. Los elementos de la tabla periódica llamados metaloides o semimetales se caracterizan por tener propiedades intermedias entre las de los metales y las de los no metales. Son muy pocos: B, Si, Ge, As, Sb, Te y Po (radiactivo). Todos ellos envían su electrón diferenciador a un orbital p.

d) Verdadero. El comportamiento metálico de un elemento disminuye conforme se avanza en un periodo ya que, se va poblando de electrones el nivel y con ello se pierde la capacidad de cederlos (oxidarse) característica de los metales.

La respuesta correcta es la **a**.

1.9. Sobre el elemento con una configuración electrónica [Ne] $3s^1$ se puede decir que:

1) Es un elemento representativo.
2) Pertenece al grupo de los metales alcalinotérreos.
3) Pertenece al grupo de Cu, Ag y Au.
4) Pertenece al grupo de los metales alcalinos.

a) Solo la 1 y 4 son ciertas.
b) Solo la 3 y 4 son falsas.
c) Solo la 2 y 4 son ciertas.
d) Solo la 2 es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

De la configuración electrónica propuesta se deduce que:

- El valor máximo de $n = 3$ indica que se trata de un elemento del 3er periodo de la tabla periódica
- Como tiene 1 electrón de valencia (s^1), que es un elemento representativo que pertenece al grupo 1 (metales alcalinos) y es el sodio.

La respuesta correcta es la **a**.

1.10. Cuando un elemento químico presenta las propiedades siguientes: energía de ionización alta, elevada afinidad electrónica, gran número de electrones de valencia, actúa siempre con un número de oxidación muy bajo, se trata del:

1) Oxígeno 2) Sodio 3) Fósforo 4) Flúor

Se considera correcta la propuesta:
a) 2
b) Ninguna
c) 1 y 3
d) 4

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

- Si el elemento propuesto presenta altos valores de la energía de ionización y de la afinidad electrónica, quiere decir que difícilmente cede un electrón y que fácilmente lo capta para para adquirir configuración electrónica de gas noble. Estas propiedades descartan al sodio.
- Si tiene muchos electrones de valencia, los elementos propuestos, fósforo, oxígeno y flúor son que cumplen dicha condición.
- La propuesta de que siempre actúa con número de oxidación muy bajo, descarta al oxígeno y al fósforo ya que, solo el flúor tiene número de oxidación −1.

La respuesta correcta es la **d**.

1.11. ¿Cuál de los siguientes elementos puede encontrarse en la naturaleza en forma nativa?
a) Oro
b) Calcio
c) Sodio
d) Zinc

(O.Q.L. Murcia 2001)

De los elementos propuestos, solo el oro es muy estable y resistente al ataque químico de forma que se encuentra en forma nativa en la naturaleza, el resto se oxidarían fácilmente.

Los elementos sodio, calcio y zinc son excelentes reductores que tienden a ceder electrones y oxidarse, de ahí que, en la naturaleza, aparezcan combinados con otros elementos formando compuestos estables.

La respuesta correcta es la **a**.

1.12. Los átomos de la primera serie de transición difieren entre sí en general en el número de electrones que ocupan los orbitales:
a) s
b) p
c) s y p
d) p y d
e) d

(O.Q.N. Tarazona 2003)

Los metales de transición, que envían su electrón diferenciador a un orbital d, se llaman así porque al estar colocados en la tabla periódica entre los metales alcalinos y alcalinotérreos, que envían su electrón diferenciador a un orbital s, y los no metales, que envían su electrón diferenciador a un orbital p, tienen propiedades que van variando de forma paulatina desde las de los metales hasta las de los no metales.

La respuesta correcta es la **e**.

1.13. Del elemento de número atómico $Z = 35$, se puede afirmar que:
a) Es un metal.
b) Forma un catión monovalente ya que tiene cinco electrones en la capa exterior (de valencia).
c) Tiene una electronegatividad mayor que la de los elementos que están por encima en su mismo grupo.
d) Tiene siete electrones en la capa exterior (de valencia).

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

La configuración electrónica abreviada del elemento con número atómico, $Z = 35$, es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$.

De la configuración electrónica obtenida se deduce que:

- El valor máximo de $n = 4$ indica que se trata de un elemento del 4º periodo de la tabla periódica
- Como tiene 7 electrones de valencia (s^2p^5), que pertenece al grupo 17 (halógenos), que es un no metal con una elevada tendencia a captar un electrón para completar su última capa y formar un anión monovalente muy estable.
- Su electronegatividad dentro de un grupo decrece conforme aumenta el número atómico.

La respuesta correcta es la **d**.

1.14. Son metales alcalinos:
a) Na y Mg
b) K y Ca
c) Na y Ca
d) Rb y Mg
e) Cs y Fr

(O.Q.L. Extremadura 2003)

Los metales alcalinos son los elementos del grupo 1 de la tabla periódica, que tienen un único electrón en su capa más externa (s^1). Este grupo está integrado por los elementos: litio ($n = 2$), sodio ($n = 3$), potasio ($n = 4$), rubidio ($n = 5$), cesio ($n = 6$) y francio ($n = 7$).

De los elementos propuestos, son alcalinos Cs y Fr.

La respuesta correcta es la **e**.

1.15. La configuración electrónica [Ne] $3s^2\ 3p^4$ corresponde a:
a) Un elemento del segundo periodo.
b) Un elemento de transición.
c) Un elemento del bloque *p*.
d) Un elemento alcalinotérreo.
e) Un elemento del grupo 16.

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. La Rioja 2013)

De la configuración electrónica propuesta se deduce que:

- El valor máximo de $n = 3$ indica que se trata de un elemento del 3er periodo de la tabla periódica
- Como tiene 6 electrones de valencia (s^2p^4), que pertenece al grupo 16 (situado en el bloque p).

Las respuestas correctas son **c** y **e**.

(En la cuestión propuesta en Castilla y León 2009 se cambia bloque p por representativo y transición por tierras raras).

1.16. La propiedad que presenta, en conjunto, valores más altos en la familia de los halógenos que en la de los metales alcalinos es:
a) El punto de fusión.
b) La afinidad electrónica.
c) El poder reductor.
d) La densidad.

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Sevilla 2017) (O.Q.L. Murcia 2018)

- Los metales alcalinos son los elementos del grupo 1 de la tabla periódica que tienen la configuración electrónica externa ns^1. Tienen tendencia a ceder a ese electrón (oxidarse) para formar un catión monovalente muy estable, por lo que se puede decir que sus energías de ionización son bajas y su poder reductor alto.

- Los halógenos son los elementos del grupo 17 de la tabla periódica que tienen la configuración electrónica externa $ns^2\ np^5$. Tienen tendencia a ganar a un electrón (reducirse) para formar un anión monovalente muy estable, por lo que se puede decir que sus afinidades electrónicas son elevadas y su poder oxidante alto.

La respuesta correcta es la **b**.

1.17. La configuración electrónica de un elemento es $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$. Indique si tiene:
a) Elevada energía de ionización.
b) Baja electronegatividad.
c) Baja afinidad electrónica.
d) Carácter metálico.

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. La Rioja 2013) (O.Q.L. La Rioja 2019) (O.Q.L. Málaga 2019)

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. La Rioja 2013) (O.Q.L. La Rioja 2019) (O.Q.L. Málaga 2019)

De la configuración electrónica propuesta se deduce que:

- El valor máximo de $n = 2$ indica que se trata de un elemento del 2º periodo de la tabla periódica
- Como tiene 7 electrones de valencia (s^2p^5), que pertenece al grupo 17 (halógenos) y es el flúor.

Los halógenos son elementos que se consideran no metales por tener muchos electrones de valencia y debido a ello:

- Tienen tendencia a ganar a un electrón para formar un anión monovalente muy estable, por lo que se puede decir que sus afinidades electrónicas son altas.
- Presentan gran dificultad para perder electrones, por lo que sus energías de ionización son elevadas.

La respuesta correcta es la **a**.

(En la cuestión propuesta en La Rioja 2013 se pregunta para el elemento de configuración $3s^2\ 3p^5$).

1.18. ¿Cuál de los siguientes elementos no es un metal de transición?
a) Ru
b) Au
c) Al
d) W

(O.Q.L. Murcia 2004)

Los metales de transición se caracterizan porque envían su electrón diferenciador a un orbital d.

Las configuraciones electrónicas de los elementos propuestos son:

- Ru ($Z = 44$) es [Kr] $5s^2\ 4d^6$. Es un metal de transición.
- Au ($Z = 79$) es [Xe] $4f^{14}\ 6s^1\ 5d^{10}$. Es un metal de transición.
- W ($Z = 74$) es [Xe] $4f^{14}\ 6s^2\ 5d^4$. Es un metal de transición.
- Al ($Z = 13$) es [Ne] $3s^2\ 3p^1$. No es un metal de transición, se trata de un elemento representativo.

La respuesta correcta es la **c**.

1.19. Los metales de transición se caracterizan por:
a) Oxidarse fácilmente al aire.
b) Ser especialmente dúctiles y maleables.
c) Tener los orbitales *d* parcialmente ocupados con electrones.
d) Combinarse rápidamente con el agua.

(O.Q.L. Murcia 2004)

a) Falso. Los metales nobles, como el oro, presentan gran estabilidad y no se oxidan fácilmente al aire.

b) Falso. Todos los metales son dúctiles y maleables, no solo los metales de transición.

c) Falso. Los metales de transición se caracterizan porque envían su electrón diferenciador a orbitales d que pueden estar parcialmente (grupos 3 al 10) o totalmente ocupados (grupos 11 y 12).

d) Falso. Los únicos metales que reaccionan rápidamente con el agua son los alcalinos.

Ninguna respuesta es correcta.

1.20. ¿Cuál de las afirmaciones no es correcta para el elemento 81?
a) Es un elemento del grupo 13.
b) Es un metal.
c) Presenta el tamaño más grande de su grupo.
d) Es un elemento del quinto periodo.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

La configuración electrónica abreviada del elemento de $Z = 81$ es [Xe] $4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^2\ 6p^1$. La suma de los superíndices de los orbitales $5d$, $6s$ y $6p$ indica que pertenece al grupo 13 y el valor de $n = 6$ indica que está situado en el 6º periodo, por lo que se trata del talio (Tl).

Es un metal de transición que tiende a ceder uno o tres electrones y así adquirir una configuración electrónica más estable con los subniveles $4f$ y $5d$ completos. Por este motivo, tiene un marcado comportamiento metálico.

Desde 2016 cuando se incluyen en la tabla periódica cuatro nuevos elementos, la respuesta c) no sería correcta ya que, el elemento 113, nihonio, también pertenece al grupo 13 y se encuentra el periodo 7, por lo que este será el que presente el tamaño más grande dentro del grupo.

La respuesta correcta es la **d**.

(En la cuestión propuesta en 2010 y 2016 se cambia por el elemento 31 y la opción d) es un elemento del cuarto periodo y el más pequeño del grupo, y en la 2011, el elemento es el 40 y la opción b) es no metal).

1.21. De las siguientes proposiciones, referentes a los elementos del grupo de los metales alcalinotérreos, se puede afirmar que:
a) Todos forman con facilidad cationes de carga variada, M^+, M^{2+}, M^{3+}, que existen en disolución acuosa de muchos compuestos iónicos.
b) El berilio es el que tiene mayor facilidad para formar cationes M^{2+}.
c) Los iones Mg^{2+} tienen un gran poder reductor que se utiliza en la protección catódica del hierro.
d) Los potenciales normales de reducción son grandes y negativos por lo que se comportan como agentes reductores.
e) Todos reaccionan violentamente con el agua a temperatura ordinaria.

(O.Q.N. Luarca 2005)

a) Falso. Los metales alcalinotérreos forman el grupo 2 de la tabla periódica y tienen la configuración electrónica externa ns^2. Tienden a ceder esos dos electrones (oxidarse) y formar un catión estable M^{2+}.

b) Falso. El berilio es, de todos los metales alcalinotérreos, el que tiene menor tendencia a formar el correspondiente ion divalente. Se debe a que es un elemento muy pequeño ($n = 2$) y su núcleo atrae fuertemente a los dos electrones del orbital $2s$.

c) Falso. El catión Mg^{2+} es la especie oxidada del Mg que sí es un excelente reductor.

d) **Verdadero**. Los metales alcalinotérreos presentan potenciales de reducción negativos y elevados, típico de las especies reductoras.

Consultando la bibliografía, se confirma que los valores de $E°$ (V) de los metales alcalinotérreos son:

$$Be^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Be(s) \qquad E° = -1{,}85\ V$$
$$Mg^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Mg(s) \qquad E° = -2{,}37\ V$$
$$Ca^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Ca(s) \qquad E° = -2{,}87\ V$$
$$Sr^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Sr(s) \qquad E° = -2{,}89\ V$$
$$Ba^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Ba(s) \qquad E° = -2{,}90\ V$$

e) Falso. Son los metales alcalinos los que reaccionan violentamente con el agua.

La respuesta correcta es la **d**.

1.22. De las siguientes proposiciones, referentes a los elementos del grupo de los halógenos, se puede afirmar que:
a) Tienen energías de ionización relativamente pequeñas.
b) Sus puntos fusión son muy bajos y aumentan de forma regular al descender en el grupo.
c) Todos los halógenos pueden formar compuestos en los que actúan con números de oxidación –1, +1, +3, +5, +7.
d) Todos los halógenos se comportan como oxidantes muy fuertes.
e) Todos los halógenos se comportan como reductores muy fuertes.

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Baleares 2011)

a) Falso. Los elementos halógenos forman grupo 17 de la tabla periódica y tienen la configuración electrónica externa $ns^2\ np^5$. Por tener tantos electrones de valencia puede decirse que:

- Tienen tendencia a ganar a un electrón para formar un anión monovalente estable, por lo que se puede decir que sus afinidades electrónicas son altas.
- Tienen gran dificultad para perder electrones, por lo que sus energías de ionización son elevadas.

b) **Verdadero**. Forman moléculas diatómicas con enlace covalente no polar. Por este motivo, presentan fuerzas intermoleculares de dispersión de London. La debilidad de estas provoca que estas sustancias tengan bajos puntos de fusión que aumentan conforme se desciende en el grupo ya que, la intensidad de estos enlaces aumenta conforme lo hace el tamaño del átomo.

Consultando la bibliografía los valores de los puntos de fusión son:

Halógeno	$F_2(g)$	$Cl_2(g)$	$Br_2(l)$	$I_2(s)$
T_{fus} (K)	53,5	171,6	265,8	355,9

c) Falso. El flúor es el elemento más electronegativo de la tabla periódica, por lo que resulta imposible quitarle un electrón y formar un catión F^+ estable.

d) Falso. Los halógenos son especies muy oxidantes ya que, tienen una elevada tendencia a ganar un electrón y formar el ion X^-, muy estable. Solo los tres primeros halógenos (flúor, cloro y bromo) pueden considerarse oxidantes fuertes al tener potenciales de reducción positivos y elevados, típico de las especies oxidantes.

Consultando la bibliografía, se confirma que los valores de $E°$ (V) de los halógenos son:

$$F_2(g) + 2\,e^- \rightarrow 2\,F^-(aq) \qquad E° = +2{,}87\ V$$

$$Cl_2(g) + 2\,e^- \rightarrow 2\,Cl^-(aq) \qquad E° = +1{,}36\ V$$

$$Br_2(l) + 2\,e^- \rightarrow 2\,Br^-(aq) \qquad E° = +1{,}07\ V$$

$$I_2(s) + 2\,e^- \rightarrow 2\,I^-(aq) \qquad E° = +0{,}53\ V$$

e) Falso. Según se ha justificado en el apartado anterior.

La respuesta correcta es la **b**.

1.23. Para qué grupo de sustancias es más característico el efecto fotoeléctrico.
a) Gases nobles
b) Metales alcalinos
c) Halógenos
d) Ninguno de los anteriores.

(O.Q.L. País Vasco 2005)

La ecuación de Einstein (1905) para el efecto fotoeléctrico es:

$$E_k = h\,c\left(\frac{1}{\lambda} - \frac{1}{\lambda_0}\right) \quad \rightarrow \quad \begin{cases} E_k = \text{energía cinética del fotoelectrón} \\ c = \text{velocidad de la luz} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \lambda = \text{longitud de onda del fotón incidente} \\ \lambda_0 = \text{longitud de onda característica del metal} \end{cases}$$

Para que se produzca efecto fotoeléctrico es preciso que la energía de los fotones que inciden sobre la placa metálica sea suficiente para arrancar electrones de la misma y, eso solo se cumple si, $\lambda < \lambda_0$.

El valor de λ_0 viene determinado por el valor de la energía de ionización del metal del que se quiere arrancar fotoelectrones. Este valor es mayor cuanto menor sea la energía de ionización y, el grupo de elementos de la tabla periódica con energías de ionización más bajas, es el de los metales alcalinos.

La respuesta correcta es la **b**.

1.24. Los metales más reactivos de la tabla periódica tienen:
a) Radios grandes y electronegatividades altas.
b) Radios grandes y energías de ionización bajas.
c) Radios pequeños y electronegatividades bajas.
d) Radios pequeños y energías de ionización bajas.

(O.Q.L. País Vasco 2005)

Los metales más reactivos de la tabla periódica son los elementos del grupo 1, llamados metales alcalinos, que se caracterizan por tener configuración electrónica externa ns^1.

Esto determina que tienen una:

- Carga nuclear efectiva muy pequeña (la menor de su periodo), por lo que sus radios atómicos son los más grandes dentro del periodo.
- Elevada tendencia a ceder a ese electrón (oxidarse) para formar un catión monovalente muy estable, por lo que sus energías de ionización son bajas.

La respuesta correcta es la **b**.

1.25. La configuración electrónica externa de los átomos de los elementos del grupo 16 (6A) es $ns^2\,np^4$. Señale la respuesta incorrecta:
a) Los números de oxidación del azufre son, –2, +2, +4 y +6.
b) El oxígeno tiene los mismos números de oxidación que el azufre.
c) El oxígeno tiene de número de oxidación –2.
d) Oxígeno y azufre son no metales.

(O.Q.L. Murcia 2005)

a) Verdadero. El azufre forma compuestos con los números de oxidación propuestos. Así pues, H_2S (–2), SO (+2), SO_2 (+4) y SO_3 (+6).

b) **Falso**. El oxígeno es el segundo elemento más electronegativo de la tabla periódica, por lo que no puede ser átomo central en los compuestos de la misma forma que lo hace el azufre. Sus números de oxidación son: H_2O (–2), H_2O_2 (–1), KO_2 (–½) y OF_2 (+2).

c) Verdadero. Según se ha visto en el apartado anterior.

d) Verdadero. De acuerdo con la configuración electrónica externa propuesta, los elementos del grupo 16 tienen 6 electrones de valencia, por lo que tienen tendencia a captar electrones y dificultad para cederlos, una característica de los no metales.

La respuesta correcta es la **b**.

1.26. Un elemento tiene la siguiente configuración electrónica, [Xe] $4f^{14}\,5d^{10}\,6s^2$, por tanto, es un:
a) Metal del bloque *d*.
b) Metal alcalino.
c) Metal alcalinotérreo.
d) Gas noble.
e) Metal de doble transición.
f) Ba
g) Hg
h) La
i) Rn

(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.N. Sevilla 2010)

De la configuración electrónica propuesta se deduce que:

- El valor máximo de $n = 6$ indica que se trata de un elemento del 6º periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 12 electrones en sus orbitales s y d más externos (s^2d^{10}), que pertenece al grupo 12 (metales de transición del bloque d) y es el mercurio.

Las respuestas correctas son **a** y **g**.

1.27. Indique en qué apartado se hace una asociación incorrecta entre configuración electrónica de los últimos orbitales y átomo, grupo o periodo:
a) Elementos de transición $ns\,(n-1)d\,np$
b) Cu metálico $4s^1\,3d^{10}$
c) Lantano $6s^2\,4f^1$
d) Actinio $6d^1\,7s^2$
e) Cr metálico $4s^1\,3d^5$

(O.Q.N. Córdoba 2007)

Las configuraciones electrónicas propuestas son todas correctas, excepto la que se propone para el lantano, un elemento perteneciente al grupo 3 y 6º periodo de la tabla periódica, al que corresponde una configuración electrónica abreviada es [Xe] $6s^2\,5d^1$.

La respuesta correcta es la **c**.

1.28. Al ir de izquierda a derecha en el tercer periodo de la tabla periódica, los óxidos y los cloruros cambian sus propiedades de iónicas a covalentes. Este cambio se debe a que:
a) Aumenta el volumen atómico.
b) Desciende la primera energía de ionización.
c) Incrementa la electronegatividad.
d) Disminuye el número de electrones de valencia.

(O.Q.L. Murcia 2007)

El carácter iónico parcial de un enlace depende de la diferencia de electronegatividad existente entre los elementos que se enlazan. Conforme esta diferencia se hace menor aumenta el carácter covalente del compuesto.

La electronegatividad dentro de un periodo aumenta conforme aumenta la carga nuclear del elemento, Z, es decir, hacia la derecha.

Teniendo en cuenta que cloro y oxígeno están situados prácticamente al final de sus respectivos periodos, los compuestos que forman con los elementos del periodo cada vez tienen menor diferencia de electronegatividad, por lo que estos compuestos son cada vez más covalentes.

La respuesta correcta es la **c**.

1.29. Al desplazarse de izquierda a derecha en los periodos segundo y tercero de la tabla periódica, indique cuál de las propuestas siguientes es correcta.
a) Aumenta el carácter metálico de los elementos.
b) Disminuye el radio atómico.
c) Disminuye la energía de ionización.
d) Disminuye la electronegatividad.

(O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2012)

a) Falso. El carácter metálico de los elementos de un periodo disminuye conforme aumenta la carga nuclear del elemento, es decir, al desplazarse hacia la derecha en la tabla periódica.

b) **Verdadero**. El radio de los elementos de un periodo disminuye conforme aumenta la carga nuclear del elemento, es decir, al desplazarse hacia la derecha en la tabla periódica.

c) Falso. La energía de ionización de los elementos de un periodo aumenta conforme aumenta la carga nuclear del elemento, es decir, al desplazarse hacia la derecha en la tabla periódica.

d) Falso. La electronegatividad de los elementos un periodo aumenta conforme aumenta la carga nuclear del elemento, es decir, al desplazarse hacia la derecha en la tabla periódica.

La respuesta correcta es la **b**.

1.30. ¿Cuál de los elementos que se indican puede ser clasificado como elemento de transición?
a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^1$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^4\ 4s^2$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Los metales de transición son aquellos elementos que envían su electrón diferenciador al subnivel d.

a) Electrón diferenciador $3p^3 \rightarrow$ se trata de un no metal.

b) Electrón diferenciador $4p^1 \rightarrow$ se trata de un no metal.

c) Electrón diferenciador $3d^4 \rightarrow$ se trata de un metal de transición.

d) Electrón diferenciador $4p^6 \rightarrow$ se trata de un gas noble.

La respuesta correcta es la **c**.

1.31. En la tabla periódica:
a) Los elementos se ordenan por orden creciente de número atómico.
b) Los elementos de un grupo (columna) tienen propiedades diferentes.
c) Los elementos de un periodo tienen energías de ionización parecidas.
d) Los elementos se ordenan por orden creciente de sus masas atómicas.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

a) **Verdadero**. De acuerdo con la ley periódica propuesta por H. Moseley (1914), en la tabla periódica actual los elementos se ordenan por números atómicos crecientes.

b) Falso. Los elementos de un grupo tienen la misma configuración electrónica externa, lo que hace que tengan propiedades químicas similares.

c) Falso. Conforme se avanza en un periodo, aumenta la carga nuclear efectiva, lo que hace que aumente la energía de ionización de los elementos.

d) Falso. En la tabla periódica actual, los elementos se encuentran ordenados por masas atómicas crecientes, excepto en las parejas Ar-K, Co-Ni, Te-I y Th-Pa, en las que esa tendencia se invierte.

La respuesta correcta es la **a**.

1.32. Agrupe las siguientes configuraciones electrónicas en parejas que puedan representar a átomos con propiedades químicas semejantes.

1) $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$	2) $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	3) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
4) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$	5) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$	6) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$

a) 1-3, 4-2, 5-6
b) 1-2, 3-4, 5-6
c) 1-4, 3-6, 2-5
d) 3-5, 4-2, 1-6
e) 2-3, 4-6, 1-5

(O.Q.L. País Vasco 2008)

Dos elementos que se encuentren situados en el mismo grupo de la tabla periódica tienen idéntica configuración electrónica externa, por lo que poseen propiedades químicas semejantes.

▪ Los átomos de los elementos 1 y 4 cuyas configuraciones electrónicas son, $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ y $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$, respectivamente, pertenecen al grupo 17 de la tabla periódica, por lo que tienen propiedades químicas semejantes.

▪ Los átomos de los elementos 2 y 5 cuyas configuraciones electrónicas son, $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$ y $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$, respectivamente, pertenecen al grupo 15 de la tabla periódica, por lo que tienen propiedades químicas semejantes.

▪ Los átomos de los elementos 3 y 6 cuyas configuraciones electrónicas son, $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ y $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 4d^{10}\ 4p^6$, respectivamente, pertenecen al grupo 18 de la tabla periódica, por lo que tienen propiedades químicas semejantes.

La respuesta correcta es la **c**.

1.33. Una curiosa propiedad del platino es que:
a) Se disuelve en agua fría, pero no en agua caliente.
b) En contacto con el agua brilla de forma especial (relámpago de platino).
c) En contacto con el agua la descompone, liberando hidrógeno.
d) Puede retener hidrógeno en grandes cantidades.

(O.Q.L. Murcia 2008)

Los metales del grupo del platino (Ni, Pd y Pt) no son solubles en agua fría ni en agua caliente, ni descomponen el agua con desprendimiento de hidrógeno. Sin embargo, tienen la propiedad de ocluir o adsorber hidrógeno. Lo hacen tanto cuando están en forma compacta, finamente dividido (esponja) o disolución coloidal.

La respuesta correcta es la **d**.

1.34. De las afirmaciones relacionadas con la tabla periódica que se encuentran a continuación hay una incorrecta, ¿cuál es?
a) Los elementos se disponen en orden creciente de masas atómicas.
b) Los elementos de un grupo tienen propiedades semejantes.
c) Los elementos se disponen en orden creciente de número atómico.
d) El tamaño de los átomos no crece de forma uniforme al crecer el número atómico.
e) De los elementos pertenecientes a un mismo grupo, el que posee más capas electrónicas está situado más abajo en el grupo.

(O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009) (O.Q.L. Extremadura 2015)

a) **Falso**. El orden creciente de masas atómicas se rompe en cuatro puntos en la tabla periódica, con las parejas Ar-K, Co-Ni, Te-I y Th-Pa.

b) Verdadero. Los elementos de un grupo tienen el mismo número de electrones en su capa de valencia lo que les confiere similares propiedades químicas.

c) Verdadero. De acuerdo con la ley periódica propuesta por H. Moseley (1914), los elementos en la tabla periódica se encuentran ordenados por orden creciente de número atómico.

d) Verdadero. El tamaño de los átomos solo experimenta una variación uniforme dentro de los tres primeros periodos de la tabla periódica.

e) Verdadero. Dentro de un grupo, los elementos se disponen en la tabla periódica de menos a más capas electrónicas.

La respuesta correcta es la **a**.

1.35. Si un elemento tiene 6 electrones en su capa de valencia, será un elemento del grupo de:
a) Los gases nobles
b) Los halógenos
c) El oxígeno
d) Los alcalinos

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

Un elemento que tiene seis electrones en su capa de valencia posee una configuración electrónica $ns^2\ (n-1)d^{10}\ np^4$, por lo que pertenece al grupo 16 de la tabla periódica integrado por los elementos oxígeno (O), azufre (S), selenio (Se), telurio (Te), polonio (Po) y teneso (Ts).

La respuesta correcta es la **c**.

1.36. Un átomo que posee la configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^4\ 4s^2$ se corresponde con un elemento:
a) Alcalinotérreo
b) No metálico
c) De transición
d) De los gases nobles

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

De acuerdo con la configuración electrónica propuesta, se trata de un metal de transición ya que tiene alojado su electrón diferenciador en el subnivel $3d$.

La respuesta correcta es la **c**.

1.37. ¿Cuáles de los siguientes elementos químicos exhibirán mayor semejanza en sus propiedades físicas y químicas?
a) Al y P
b) Be y S
c) O y N
d) F y Cl

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

Los elementos F y Cl tienen la misma configuración electrónica externa ns^2np^5 y pertenecen al mismo grupo de la tabla periódica (17), por lo que sus propiedades físicas y, sobre todo, químicas son similares.

La respuesta correcta es la **d**.

1.38. ¿Cuál de las siguientes características no es típica para el elemento cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^{10}\ 4s^1$?
a) Es un metal del bloque s.
b) Es un buen conductor de la electricidad.
c) Forma compuestos iónicos.
d) Sus estados de oxidación más comunes son 0, +1 y +2.
e) Con el zinc forma latón.

(O.Q.L. País Vasco 2009) (O.Q.L. País Vasco 2012)

De la configuración electrónica propuesta se deduce que:

- El valor máximo de $n = 4$ indica que se trata de un elemento del 4º periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 11 electrones en sus orbitales s y d más externos (s^1d^{10}), que pertenece al grupo 11 (metales de transición del bloque d) y es el cobre.

a) **Falso**. Se trata de un elemento metálico del bloque d.

b) Verdadero. Los metales son excelentes conductores de la corriente eléctrica.

c) Verdadero. Los metales tienden a ceder electrones y formar compuestos iónicos con los no metales.

d) Verdadero. El cobre cede uno o dos electrones dando lugar a iones con estados de oxidación +1 y +2.

e) Verdadero. El latón es una aleación formada por cobre y zinc.

La respuesta correcta es la **a**.

1.39. Indique la respuesta correcta. Los números atómicos de tres elementos consecutivos de una misma familia de transición son:
a) 28, 47, 76
b) 38, 56, 88
c) 39, 57, 89
d) 31, 49, 81
e) 19, 37, 55

(O.Q.L. Valencia 2011)

a) Falso. Los elementos de números atómicos, 28, 47 y 76, son metales de transición, pero de distinta familia.

De la configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 28$, [Ar] $4s^2\ 3d^8$, se deduce que:

- El valor máximo de $n = 4$ indica que se trata de un elemento del 4º periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 10 electrones en sus orbitales s y d más externos (s^2d^8), que pertenece al grupo 10 (metal de transición del bloque d) y es el níquel (Ni).

De la configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 47$, [Kr] $5s^1\ 4d^{10}$, se deduce que:

- El valor máximo de $n = 5$ indica que se trata de un elemento del 5º periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 11 electrones en sus orbitales s y d más externos (s^1d^{10}), que pertenece al grupo 11 (metal de transición del bloque d) y es la plata (Ag).

De la configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 76$, [Kr] [Xe] $4f^{14}\ 6s^2\ 5d^6$, se deduce que:

- El valor máximo de $n = 6$ indica que se trata de un elemento del 6º periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 8 electrones en sus orbitales s y d más externos (s^2d^6), que pertenece al grupo 8 (metal de transición del bloque d) y es osmio (Os).

b) Falso. Los elementos de números atómicos, 38, 56 y 88, son metales alcalinotérreos del grupo 2.

De la configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 38$, [Kr] $5s^2$, se deduce que:

- El valor máximo de $n = 5$ indica que se trata de un elemento del 5º periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 2 electrones de valencia (s^2), que pertenece al grupo 2 (metal alcalinotérreo) y es el estroncio (Sr).

De la configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 56$, [Xe] $6s^2$, se deduce que:

- El valor máximo de $n = 6$ indica que se trata de un elemento del 6º periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 2 electrones de valencia (s^2), que pertenece al grupo 2 (metal alcalinotérreo) y es el bario (Ba).

c) **Verdadero**. Los elementos de números atómicos, 39, 57 y 89, son metales de transición del grupo 3.

De la configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 88$, [Rn] $7s^2$, se deduce que:

- El valor máximo de $n = 7$ indica que se trata de un elemento del 7º periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 2 electrones de valencia (s^2), que pertenece al grupo 2 (metal alcalinotérreo) y es el radio (Ra).

De la configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 39$, [Kr] $5s^2\ 4d^1$, se deduce que:

- El valor máximo de $n = 5$ indica que se trata de un elemento del 5º periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 3 electrones en sus orbitales s y d más externos (s^2d^1), que pertenece al grupo 3 (metal de transición del bloque d) y es el itrio (Y).

De la configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 57$, [Xe] $6s^2\ 5d^1$, se deduce que:

- El valor máximo de $n = 6$ indica que se trata de un elemento del 6º periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 3 electrones en sus orbitales s y d más externos (s^2d^1), que pertenece al grupo 3 (metal de transición del bloque d) y es el lantano (La).

De la configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 89$, [Rn] $7s^2\ 6d^1$, se deduce que:

- El valor máximo de $n = 7$ indica que se trata de un elemento del 7º periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 3 electrones en sus orbitales s y d más externos (s^2d^1), que pertenece al grupo 3 (metal de transición del bloque d) y es el actinio (Ac).

d) Falso. Los elementos de números atómicos, 31, 49 y 81, son metales de transición del grupo 13.

De la configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 31$, [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^1$, se deduce que:

- El valor máximo de $n = 4$ indica que se trata de un elemento del 4º periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 13 electrones en sus orbitales s, p y d más externos ($s^2d^{10}p^1$), que pertenece al grupo 13 (metal de transición del bloque p) y es el galio (Ga).

De la configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 49$, [Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^1$, se deduce que:

- El valor máximo de $n = 5$ indica que se trata de un elemento del 5º periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 13 electrones en sus orbitales s, p y d más externos ($s^2d^{10}p^1$), que pertenece al grupo 13 (metal de transición del bloque p) y es el indio (In).

De la configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 81$, [Xe] $4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^2\ 6p^1$, se deduce que:

- El valor máximo de $n = 6$ indica que se trata de un elemento del 6º periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 13 electrones en sus orbitales s, p y d más externos ($s^2d^{10}p^1$), que pertenece al grupo 13 (metal de transición del bloque p) y es el talio (Tl).

e) Falso. Los elementos de números atómicos, 19, 37 y 55, son metales alcalinos del grupo 1.

De la configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 19$, [Ar] $4s^1$, se deduce que:

- El valor máximo de $n = 4$ indica que se trata de un elemento del 4º periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 1 electrón de valencia (s^1), que pertenece al grupo 1 (metal alcalino) y es el potasio (K).

De la configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 37$, [Kr] $5s^1$, se deduce que:

- El valor máximo de $n = 5$ indica que se trata de un elemento del 5º periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 1 electrón de valencia (s^1), que pertenece al grupo 1 (metal alcalino) y es el rubidio (Rb).

De la configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 55$, [Xe] $6s^1$, se deduce que:

- El valor máximo de $n = 6$ indica que se trata de un elemento del 6º periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 1 electrón de valencia (s^1), que pertenece al grupo 1 (metal alcalino) y es el cesio (Cs).

La respuesta correcta es la **c**.

1.40. Conociendo que:

I) El átomo a continuación del elemento X tiene una configuración de valencia $ns^2\ np^5$.

II) El átomo ubicado encima del elemento X, al ganar dos electrones, adquiere la configuración electrónica del gas noble argón ($Z = 18$).

Se puede asegurar que Z para el elemento X es:

a) 33
b) 34
c) 35
d) 36
e) 32

(O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Cantabria 2016)

I) Si el átomo que se encuentra a continuación del elemento X tiene la configuración de valencia $ns^2\ np^5$, quiere decir que la que le corresponde al elemento X es $ns^2\ np^4$, por lo que como tiene 6 electrones de valencia (s^2p^4) pertenece al grupo 16 de la tabla periódica.

II) Si átomo ubicado encima del elemento X después de ganar dos electrones adquiere la configuración electrónica del argón ($Z = 18$), quiere decir que ese elemento pertenece al periodo 3, por lo que el elemento X pertenece al periodo 4.

De acuerdo con lo expuesto, al elemento X le corresponde una configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^4$, de la que se deduce que su número atómico es, $Z = 34$.

La respuesta correcta es la **b**.

1.41. ¿Qué grupos de la tabla periódica tienen elementos en estado sólido, líquido y gas a 25 °C y 1 atm?
a) Grupo 1 (Li-Cs) (Metales alcalinos)
b) Grupo 15 (N-Bi) (Nitrogenoideos)
c) Grupo 16 (O-Te) (Anfígenos)
d) Grupo 17 (F-I) (Halógenos)

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012) (O.Q.L. Madrid 2013)

a) Falso. El grupo 1 no tiene elementos gaseosos, ya que el hidrógeno no puede considerarse un elemento alcalino. Además, cesio no funde hasta los 28 °C, por lo que, en las condiciones propuestas, es sólido.

b-c) Falso. Los grupos 15 y 16 no tienen elementos líquidos.

d) **Verdadero**. Flúor y cloro son elementos gaseosos en las condiciones propuestas. El bromo es un elemento líquido que no vaporiza hasta los 59 °C. El yodo es un elemento sólido que funde a 114 °C.

La respuesta correcta es la **d**.

1.42. ¿Cuál de las afirmaciones no es correcta para el elemento de $Z = 80$?
a) Es un metal.
b) Es un elemento del grupo 12.
c) Es un elemento del sexto periodo.
d) Es un sólido a temperatura ambiente y a la presión atmosférica.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

De la configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 80$, [Xe] $4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^2$, se deduce que:

- El valor máximo de $n = 6$ indica que se trata de un elemento del 6º periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 12 electrones en sus orbitales s, p y d más externos (s^2d^{10}), que pertenece al grupo 12 (metal de transición del bloque d) y es el mercurio (Hg), un elemento que es líquido a 25 °C y 1 atm.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla-La Mancha 2004, 2008, 2009, 2010 y 2011).

1.43. Si la configuración electrónica de un átomo es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2$ indique la afirmación correcta:
a) Es un no metal.
b) Tiene tendencia a ganar electrones.
c) Tiene tendencia a compartir electrones.
d) Es un metal.

(O.Q.L. País Vasco 2012)

De la configuración electrónica propuesta se deduce que:

- El valor máximo de $n = 4$ indica que se trata de un elemento del 4º periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 12 electrones en sus orbitales s y d más externos (s^2d^{10}), que pertenece al grupo 12 (metales de transición del bloque d) y es el zinc, un metal que tiende a ceder los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran alojados en el subnivel $4s$.

La respuesta correcta es la **d**.

1.44. De los siguientes conjuntos de átomos, indique cuál corresponde a elementos del mismo periodo:
a) Ca, Cr, Cu y Cd
b) Y, Ru, Ga, Se
c) Sr, Pd, Sb y Xe
d) Mg, Mn, Si, F

(O.Q.L. Extremadura 2013)

a) Falso. Los elementos Ca, Cr, Cu y Cd pertenecen a diferentes periodos.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ca ($Z = 20$) es [Ar] $4s^2$. El máximo valor de $n = 4$ indica que pertenece al 4º periodo.

▪ La configuración electrónica abreviada del Cr ($Z = 24$) es [Ar] $4s^1\ 3d^5$. El máximo valor de $n = 4$ indica que pertenece al 4º periodo.

▪ La configuración electrónica abreviada del Cu ($Z = 29$) es [Ar] $4s^1\ 3d^{10}$. El máximo valor de $n = 4$ indica que pertenece al 4º periodo.

▪ La configuración electrónica abreviada del Cd ($Z = 48$) es [Kr] $5s^2\ 4d^{10}$. El máximo valor de $n = 5$ indica que pertenece al 5º periodo.

b) Falso. Los elementos Y, Ru, Ga y Se pertenecen a diferentes periodos:

▪ La configuración electrónica abreviada del Y ($Z = 39$) es [Kr] $5s^2\ 4d^1$. El máximo valor de $n = 5$ indica que pertenece al 5º periodo.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ru ($Z = 44$) es [Kr] $5s^2\ 4d^6$. El máximo valor de $n = 5$ indica que pertenece al 5º periodo.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ga ($Z = 31$) es [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^1$. El máximo valor de $n = 4$ indica que pertenece al 4º periodo.

▪ La configuración electrónica abreviada del Se ($Z = 34$) es [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^4$. El máximo valor de $n = 4$ indica que pertenece al 4º periodo.

c) **Verdadero**. Los elementos Sr, Pd, Sb y Xe pertenecen todos al quinto periodo.

▪ La configuración electrónica abreviada del Sr ($Z = 38$) es [Kr] $5s^2$. El máximo valor de $n = 5$ indica que pertenece al 5º periodo.

▪ La configuración electrónica abreviada del Pd ($Z = 46$) es [Kr] $5s^2\ 4d^8$. El máximo valor de $n = 5$ indica que pertenece al 5º periodo.

▪ La configuración electrónica abreviada del Sb ($Z = 51$) es [Kr] $5s^2\ 4d^{10}\ 5p^3$. El máximo valor de $n = 5$ indica que pertenece al 5º periodo.

▪ La configuración electrónica abreviada del Xe ($Z = 54$) es [Kr] $5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6$. El máximo valor de $n = 5$ indica que pertenece al 5º periodo.

d) Falso. Los elementos Mg, Mn, Si y F pertenecen a diferentes periodos.

▪ La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) es [Ne] $3s^2$. El máximo valor de $n = 3$ indica que pertenece al 3er periodo.

▪ La configuración electrónica abreviada del Mn ($Z = 25$) es [Ar] $4s^2\ 3d^5$. El máximo valor de $n = 4$ indica que pertenece al 4º periodo.

▪ La configuración electrónica abreviada del Si ($Z = 14$) es [Ne] $3s^2\ 3p^2$. El máximo valor de $n = 3$ indica que pertenece al 3er periodo.

▪ La configuración electrónica abreviada del F ($Z = 9$) es [He] $2s^2\ 2p^5$. El máximo valor de $n = 2$ indica que pertenece al 2º periodo.

La respuesta correcta es la **c**.

1.45. ¿Qué tienen en común las configuraciones electrónicas de los átomos de Li, Na, K y Rb?
a) Poseen un solo electrón en su capa o nivel más externo.
b) Poseen el mismo número de capas o niveles ocupados por electrones.
c) Tienen completo el subnivel *s* más externo.
d) Sus configuraciones electrónicas son muy diferentes y no tienen nada en común.

(O.Q.L. Extremadura 2013)

a) **Verdadero**. Los elementos propuestos son metales alcalinos que pertenecen al grupo 1 de la tabla periódica. Se caracterizan por tener un único electrón en su capa más externa alojado en el orbital s.

b) Falso. Los elementos propuestos poseen el mismo número de electrones en su capa más externa, pero se diferencian en el número de capas electrónicas que poseen.

c) Falso. Los elementos propuestos tienen un único electrón en el subnivel s, los elementos que poseen el subnivel s completo son los metales alcalinotérreos que pertenecen al grupo 2.

d) Falso. La propuesta es absurda.

La respuesta correcta es la **a**.

1.46. La configuración electrónica de un cierto elemento A es:
$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 5s^2$
¿Cuál de las afirmaciones siguientes es falsa?
a) El número atómico del elemento es 38.
b) Pertenece al grupo de los alcalinotérreos.
c) Pertenece al 5º periodo de la tabla periódica.
d) Reaccionará con el oxígeno para formar un compuesto iónico de fórmula AO.
e) Es un elemento de transición.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

De la configuración electrónica propuesta se deduce que:

- El valor máximo de $n = 5$ indica que se trata de un elemento del 5º periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 2 electrones de valencia (s^2), que pertenece al grupo 2 (metales alcalinotérreos) y es el estroncio, un metal que tiende a ceder los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran alojados en el subnivel $5s$ y formar cationes A^{2+}.
- Sumando los superíndices de la configuración electrónica propuesta se obtiene que su número atómico es $Z = 38$.
- Por otra parte, el oxígeno tiene seis electrones en su capa de valencia y puede captar los dos electrones que cede el metal alcalinotérreo y formar el anión O^{2-}. Entre ambos iones existe una fuerte atracción electrostática y se forma un compuesto iónico de fórmula AO.

La respuesta correcta es la **e**.

1.47. La configuración electrónica de un ion monopositivo viene dada por $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$. Marque la afirmación correcta sobre este elemento:
a) Es un gas noble.
b) Es un no metal.
c) Pertenece al periodo 2.
d) Tiene número atómico 11.

(O.Q.L. Asturias 2013)

A la vista de la configuración electrónica propuesta, se trata de un elemento que si cede un electrón para formar un catión monopositivo su configuración electrónica debería ser:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6 \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1 + e^-$$

De la configuración electrónica obtenida se deduce que:

- El valor máximo de $n = 3$ indica que se trata de un elemento del 3er periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 1 electrón de valencia (s^1), que pertenece al grupo 1 (metales alcalinos) y es el sodio.
- Sumando los superíndices de la configuración electrónica propuesta se obtiene que su número atómico es $Z = 11$.

La respuesta correcta es la **d**.

1.48. Loonium y Burgium se encuentran en el mismo periodo, pero Burgium está en el grupo 4, mientras que Loonium está en el grupo 2. Con estos datos se puede afirmar que:
a) Burgium se descompone después de 4 h, mientras que Loonium se descompone después de 2 h.
b) Loonium tiene dos capas de electrones, mientras que Burgium tiene cuatro.
c) Burgium tiene dos electrones más en su capa de valencia que Loonium.
d) Loonium es dos veces más electronegativo que Burgium.

(O.Q.L. Murcia 2013)

a) Falso. La posición de un elemento en la tabla periódica no tiene nada que ver con sus propiedades cinéticas.

b) Falso. Si se encuentran en el mismo periodo tienen las mismas capas electrónicas.

c) **Verdadero**. Los elementos pertenecientes al grupo 2 tienen como configuración electrónica externa ns^2, mientras la de los que pertenecen al grupo 4 es $ns^2\ (n-1)d^2$.

d) Falso. Por su posición en la tabla periódica, Burgium es más electronegativo que Loonium.

La respuesta correcta es la **c**.

1.49. Un elemento tiene configuración electrónica [Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^2$. Se trata de un elemento:
a) No metálico
b) Metal de transición
c) Metálico
d) Lantanoide
e) Actinoide

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014) (O.Q.L. Valencia 2017)

De la configuración electrónica propuesta se deduce que:

- El valor máximo de $n = 5$ indica que se trata de un elemento del 5º periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 4 electrones de valencia (s^2p^2), que pertenece al grupo 14.
- El hecho de que el último electrón se encuentre en el subnivel de energía p, pero muy alejado del núcleo, indica que trata de un elemento metálico, el estaño (Sn).

La respuesta correcta es la **c**.

1.50. De los siguientes pares de átomos, indique cuál corresponde a elementos del mismo grupo:
a) Tl y Hf
b) Cu y Cd
c) Sc y Ga
d) W e Ir

(O.Q.L. Extremadura 2014)

a) Falso. Los elementos Tl y Hf pertenecen a grupos diferentes:

- La configuración electrónica abreviada del Tl ($Z = 81$) es [Xe] $6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6p^1$. Como tiene 3 electrones de valencia (s^2p^1) indica que pertenece al grupo 13.
- La configuración electrónica abreviada del Hf ($Z = 72$) es [Xe] $6s^2\ 4f^{14}\ 5d^2$. Como tiene 4 electrones de valencia (s^2p^2) indica que pertenece al grupo 14.

b) Falso. Los elementos Cu y Cd pertenecen a grupos diferentes:

- La configuración electrónica abreviada del Cu ($Z = 29$) es [Ar] $4s^1\ 3d^{10}$. Como tiene 11 electrones en sus orbitales s y d más externos (s^1d^{10}) indica que pertenece al grupo 11.
- La configuración electrónica abreviada del Cd ($Z = 48$) es [Kr] $5s^2\ 4d^{10}$. Como tiene 12 electrones en sus orbitales s y d más externos (s^2d^{10}) indica que pertenece al grupo 12.

c) Falso. Los elementos Sc y Ga pertenecen a grupos diferentes:

▪ La configuración electrónica abreviada del Sc ($Z = 21$) es [Ar] $4s^2\ 3d^1$. Como tiene 3 electrones en sus orbitales s y d más externos (s^2d^1) indica que pertenece al grupo 3.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ga ($Z = 31$) es [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^1$. Como tiene 3 electrones de valencia (s^2p^1) que pertenece al grupo 13.

d) Falso. Los elementos W e Ir pertenecen a grupos diferentes

▪ La configuración electrónica abreviada del W ($Z = 74$) es [Xe] $6s^2\ 4f^{14}\ 5d^4$. Como tiene 6 electrones en sus orbitales s y d más externos (s^2d^4) indica que pertenece al grupo 6.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ir ($Z = 77$) es [Xe] $6s^2\ 4f^{14}\ 5d^7$. Como tiene 9 electrones en sus orbitales s y d más externos (s^2d^7) indica que pertenece al grupo 9.

Ninguna respuesta es correcta.

1.51. De las siguientes afirmaciones sobre la tabla periódica, señale la cierta:
a) Al avanzar en un periodo de izquierda a derecha el número de protones disminuye.
b) Al avanzar en un periodo de izquierda a derecha el tamaño atómico aumenta.
c) Al avanzar en un periodo de izquierda a derecha el tamaño atómico disminuye.
d) Al pasar de un periodo al siguiente el tamaño atómico disminuye.

(O.Q.L. Murcia 2014)

a) Falso. Conforme se avanza en un periodo de izquierda a derecha aumenta el número de protones ya que los elementos se encuentran ordenados por números atómicos crecientes.

b) Falso. Conforme se avanza en un periodo de izquierda a derecha aumenta la carga nuclear efectiva y, con ello, la atracción nuclear que determina un descenso en el tamaño del átomo.

c) **Verdadero**. Según se ha comentado en el apartado anterior.

d) Falso. Al pasar de un periodo al siguiente aumenta el número de capas electrónicas y, con ello, el tamaño del átomo.

La respuesta correcta es la **c**.

1.52. ¿Cuál es la propiedad periódica que decrece de izquierda a derecha y de crece de arriba hacia abajo en la tabla periódica?
a) Radio atómico
b) Electronegatividad
c) Energía de ionización
d) Carácter no metálico

(O.Q.L. La Rioja 2015)

▪ El radio atómico, dentro de un periodo, decrece a medida que aumenta la carga nuclear, es decir de izquierda a derecha.

▪ El radio atómico, dentro de un grupo, crece a medida que aumenta el número de capas electrónicas, n, es decir, de arriba hacia abajo.

La respuesta correcta es la **a**.

1.53. La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2$ corresponde a:
a) Un no metal.
b) Un elemento del bloque *d*.
c) Un alcalinotérreo.
d) Un elemento del bloque *s*.

(O.Q.L. La Rioja 2015)

De la configuración electrónica propuesta se deduce que:

▪ El valor máximo de $n = 4$ indica que se trata de un elemento del 4º periodo de la tabla periódica.

▪ Como tiene 12 electrones en sus orbitales s y d más externos (s^2d^{10}) indica que pertenece al grupo 12 (metal de transición del bloque d) y se trata del zinc (Zn).

La respuesta correcta es la **b**.

1.54. La configuración electrónica de un ion dipositivo viene dada por $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$. Del elemento se puede afirmar que:
a) El elemento pertenece al periodo 3.
b) El elemento tiene de número atómico 16.
c) Es un gas noble.
d) El elemento es un metal.

(O.Q.L. Asturias 2015)

A la vista de la configuración electrónica propuesta, se trata de un elemento que si cede dos electrones para formar un catión dipositivo su configuración electrónica debería ser:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6 \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2 + 2\ e^-$$

De la configuración electrónica obtenida se deduce que:

▪ El valor máximo de $n = 4$ indica que se trata de un elemento del 4º periodo de la tabla periódica.

▪ Como tiene 2 electrones de valencia (s^2), que pertenece al grupo 2 (metales alcalinotérreos) y es el calcio.

▪ Sumando los superíndices de la configuración electrónica propuesta se obtiene que su número atómico es $Z = 20$.

La respuesta correcta es la **d**.

1.55. Si la configuración electrónica de un átomo es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$. Indique cuál es la afirmación correcta:
a) Al pasar a la configuración $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ se forma un anión.
b) Su configuración es la más estable.
c) Su número atómico es 19.
d) Pertenece al grupo de los alcalinos.
e) Pertenece al grupo de los alcalinotérreos.

(O.Q.L. País Vasco 2015)

De la configuración electrónica propuesta se deduce que:

▪ El valor máximo de $n = 4$ indica que se trata de un elemento del 4º periodo de la tabla periódica.

▪ Como tiene 2 electrones de valencia (s^2), que pertenece al grupo 2 (metales alcalinotérreos) y es el calcio.

▪ Sumando los superíndices de la configuración electrónica propuesta se obtiene que su número atómico es $Z = 20$.

▪ Si cede los dos electrones de la última capa forma un catión con una configuración muy estable:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2 \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6 + 2\ e^-$$

La respuesta correcta es la **e**.

1.56. El ion X^{2-} posee la configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$, por tanto, el elemento X:
a) Es un gas noble.
b) Tiene 8 electrones de valencia.
c) Tiene 6 electrones de valencia.
d) Su número atómico es 18.
e) No puede ionizarse.

(O.Q.L. Madrid 2015)

A la vista de la configuración electrónica propuesta, se trata de un elemento que si capta dos electrones forma un anión con configuración electrónica muy estable:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4 \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6 + 2\ e^-$$

De la configuración electrónica obtenida se deduce que:

- El valor máximo de $n = 4$ indica que se trata de un elemento del 4º periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 6 electrones de valencia (s^2p^4), que pertenece al grupo 16 y es el azufre.
- Sumando los superíndices de la configuración electrónica propuesta se obtiene que su número atómico es $Z = 16$.

La respuesta correcta es la **c**.

1.57. Una de las siguientes frases referidas al silicio es falsa:
a) Es un sólido.
b) Es un metaloide.
c) Se comporta como un semiconductor cuando es puro.
d) Es muy raro en la corteza terrestre.
e) Tiene un radio menor que el del aluminio.

(O.Q.L. País Vasco 2016) (O.Q.L. País Vasco 2017)

a) Verdadero. El silicio es un elemento sólido a temperatura ambiente.

b) Verdadero. El silicio es un elemento metaloide situado en el grupo 14 y periodo 3 de la tabla periódica.

c) Verdadero. El silicio puro es un elemento semiconductor de la corriente eléctrica.

d) **Falso**. El silicio es el segundo elemento más abundante en la corteza terrestre (28,2 % de abundancia).

e) Verdadero. El silicio ($Z = 14$) tiene un radio menor que el del aluminio ($Z = 13$) ya que, en un periodo, el radio decrece al aumentar el número atómico.

La respuesta correcta es la **d**.

1.58. De los elementos químicos, indique aquél cuyo descubrimiento se relaciona con científicos españoles:
a) W
b) Ta
c) Te
d) Ti

(O.Q.L. Murcia 2016)

El elemento wolframio (W) fue aislado a partir del mineral wolframita por los científicos españoles, Juan José y Fausto de Elhuyar en 1783.

La respuesta correcta es la **a**.

1.59. Uno de los grandes logros de la clasificación de los elementos de Mendeleev fue:
a) Introducir la ordenación de los elementos según el número atómico.
b) Ordenar los elementos según la masa atómica con independencia de sus propiedades químicas, poniendo en tela de juicio las propiedades químicas observadas que no seguían el orden predicho.
c) Predecir la existencia de elementos desconocidos en aquella época.
d) Colocar al hidrógeno en su lugar correcto sin ningún lugar a dudas, el cual mantiene en la tabla periódica actual.
e) Todas las afirmaciones anteriores son correctas.

(O.Q.L. Jaén 2017)

D. Mendeleev publica en 1869 su libro "Principios de Química" en el que presenta una tabla periódica en la que aparecen los 63 existentes elementos ordenados según pesos atómicos crecientes y la valencia. Más aún, se atreve a proponer la existencia, en el futuro, de elementos sin descubrir, citando además

algunas de sus propiedades. Estos elementos eran "eka-boro" (escandio), "eka-aluminio" (galio) y "eka-silicio" (germanio), que fueron descubiertos, respectivamente, por Nilson (1879), Boisbaudran (1875) y Winkler (1886).

La respuesta correcta es la **c**.

1.60. ¿Cuántos símbolos de elementos químicos se pueden representar con las letras del nombre del país más grande de América del Sur? Por cierto, no es Argentina.
a) Más de 13
b) 13
c) 12
d) 11
e) 10

(O.Q.L. Jaén 2017)

El país al que se refiere es Brasil y, con esas letras, se puede representar el símbolo de estos 16 elementos:

Al (aluminio), Ar (argón), As (arsénico), B (boro), Ba (bario), Bi (bismuto), Br (bromo), I (yodo), Ir (iridio), La (lantano), Li (litio), Lr (laurencio), Ra (radio), S (azufre), Si (silicio) y Sr (estroncio).

La respuesta correcta es la **a**.

1.61. Seleccione la opción que muestre los símbolos de los elementos del grupo 7 de la tabla periódica:
a) Mn, Tc, Re
b) Mn, Te, Re
c) Mn, Tc, Rh
d) Mo, Te, Re

(O.Q.L. Murcia 2017)

Desde 1992, el grupo 7 de la tabla periódica está integrado por los elementos: Mn (manganeso), Tc (tecnecio), Re (renio) y Bh (bohrio).

Ninguna respuesta es correcta.

1.62. ¿Qué elemento, entre los siguientes, es líquido a la temperatura del cuerpo humano?
a) As
b) Ca
c) Ga
d) Ge
e) Zn

(O.Q.L. País Vasco 2017)

La temperatura normal del cuerpo humano oscila entre 36,5 y 37,5 °C. El galio, Ga, es un elemento metálico que posee una temperatura de fusión inferior, 28,6 °C, por lo que basta el calor del cuerpo humano para fundirlo.

La respuesta correcta es la **c**.

1.63. Si la configuración electrónica de un átomo es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 5s^1$. Indique cuál es la afirmación correcta:
a) Pertenece al grupo de los alcalinos.
b) Al pasar a la configuración $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$ se forma un anión.
c) Su configuración es la más estable.
d) Su número atómico es 38.
e) Pertenece al grupo de los alcalinotérreos.

(O.Q.L. País Vasco 2017)

De la configuración electrónica propuesta se deduce que:

- El valor máximo de $n = 5$ indica que se trata de un elemento del 5º periodo de la tabla periódica.

▪ Como tiene 1 electrón de valencia (s^1), que pertenece al grupo 1 (metales alcalinos) y es el rubidio.

▪ Sumando los superíndices de la configuración electrónica propuesta se obtiene que su número atómico es $Z = 37$.

▪ Se trata de un elemento que si cede un electrón forma un catión con configuración electrónica muy estable:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 5s^1 \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6 + \mathrm{e}^-$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.64. La configuración electrónica de cierto átomo en estado excitado es [Ar] $4s^1\ 3d^{10}\ 4p^4$. Identifique el átomo en cuestión:
a) Germanio
b) Arsénico
c) Selenio
d) Bromo

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

De la configuración electrónica propuesta se deduce que:

▪ Se trata de un átomo que incumple el principio de mínima energía ya que, uno de los electrones situados en el subnivel $4p$ debería estar situado en el $4s$, debiendo ser la configuración electrónica en el estado fundamental [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^3$.

▪ El valor máximo de $n = 4$ indica que se trata de un elemento del 4º periodo de la tabla periódica.

▪ Como tiene 5 electrones de valencia (s^2p^3), que pertenece al grupo 15 y es el arsénico.

La respuesta correcta es la **b**.

1.65. ¿Qué elemento tiene más isótopos estables?
a) Carbono
b) Germanio
c) Estaño
d) Silicio

(O.Q.L. Madrid 2018)

El elemento que más isótopos estables presenta en la naturaleza es el estaño (Sn) que tiene 10 isótopos estables:

^{112}Sn, ^{114}Sn, ^{115}Sn, ^{116}Sn, ^{117}Sn, ^{118}Sn, ^{119}Sn, ^{120}Sn, ^{122}Sn y ^{124}Sn; de los cuales el ^{120}Sn es el más abundante.

La respuesta correcta es la **c**.

1.66. En 2016, la Unión de Química Pura y Aplicada (IUPAC) aceptó el nombre de cuatro nuevos elementos químicos con los números atómicos 113, 115, 117 y 118, respectivamente. ¿Cuál es el nombre del elemento $Z = 118$?
a) Moscovión
b) Salchichonio
c) Oganesón
d) Nihonión

(O.Q.L. Madrid 2018)

Desde 2016, el nombre del elemento 118 es oganesón, en honor a Yuri T. Oganessian, del Flerov Laboratory of Nuclear Reactions de Dubna y responable de la síntesis de los elementos 114 (Fl), 115 (Mc) y 118 (Og). Después de Seaborg, es el único científico vivo con un elemento que lleva su nombre.

La respuesta correcta es la **c**.

1.67. En 2019 se celebra el Año Internacional de:
a) La tabla periódica
b) Los gases nobles
c) La Química
d) Los metales
e) La mujer científica

(O.Q.L. Jaén 2018)

Con motivo de la celebración del 150 aniversario de la publicación en 1869 de la primera tabla periódica de Dmitri Mendeleev, la Asamblea General de las Naciones Unidas durante su 74ª Reunión Plenaria proclamó el 20 de diciembre de 2017 que 2019 fuera designado como el Año Internacional de la Tabla Periódica de Elementos Químicos (IYPT 2019). Esta designación también fue aprobada por la Conferencia General de la UNESCO en su 39ª reunión.



La respuesta correcta es la **a**.

1.68. Si la configuración electrónica de un átomo es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ y tiene 18 neutrones, puede afirmarse que dicha configuración electrónica corresponde con el elemento:
a) Bromo
b) Argón
c) Azufre
d) Cloro

(O.Q.L. Extremadura 2018)

De la configuración electrónica propuesta se deduce que:

- El valor máximo de $n = 3$ indica que se trata de un elemento del 3er periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 7 electrones de valencia (s^2p^5), que pertenece al grupo 17 y es el cloro.
- El número de neutrones del núcleo no sirve para identificar al elemento.

La respuesta correcta es la **d**.

1.69. Sin repetir letras, ¿cuántos símbolos de elementos químicos puedes obtener con las letras de la palabra TIGRESA?
a) 1
b) 2
c) 3
d) Más de 3

(O.Q.L. Murcia 2018)

Con esas letras y, sin repetirlas, se pueden obtener los símbolos de estos 4 elementos:

azufre (S), erbio (Er), galio (Ga) y titanio (Ti).

La respuesta correcta es la **d**.

1.70. Los cuatro elementos químicos (A, D, E, G) cuyos números atómicos son respectivamente 5, 6, 9 y 19, presentarán los siguientes electrones de valencia:
a) A(5), D(6), E(1) y G(1)
b) A(3), D(4), E(9) y G(3)
c) A(5) ,D(6), E(9) y G(19)
d) A(3), D(4), E(7) y G(1)

(O.Q.L. Murcia 2018)

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento A ($Z = 5$) es, [He] $2s^2\ 2p^1$, por lo que presenta 3 electrones de valencia.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento D ($Z = 6$) es, [He] $2s^2\ 2p^2$, por lo que presenta 4 electrones de valencia.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento E ($Z = 9$) es, [He] $2s^2\ 2p^5$, por lo que presenta 7 electrones de valencia.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento G ($Z = 19$) es, [Ar] $4s^1$, por lo que presenta 1 electrón de valencia.

La respuesta correcta es la **d**.

1.71. Mendeleev está considerado como uno de los padres de la tabla periódica moderna. El otro padre de la tabla periódica fue:
a) Antoine de Lavoisier
b) John Dalton
c) Ernest Rutherford
d) Niels Bohr
e) Henry Moseley

(O.Q.L. País Vasco 2018)

En 1914, Henry Moseley descubrió que existía una relación lineal directa entre la raíz cuadrada del inverso de la longitud de onda de los RX emitidos por un átomo y el número de cargas positivas de su núcleo.

Ese número identificado como el número atómico, Z, permitió ordenar a todos los elementos existentes dentro la tabla periódica, lo que puso en evidencia que en ese momento quedaban siete huecos en la misma correspondientes a los elementos de número atómico 43, 61, 72, 75, 85, 87 y 91.

La respuesta correcta es la **e**.

1.72. La UNESCO ha proclamado el año 2019, como "Año Internacional de la Tabla Periódica de los Elementos Químicos". Tres son los elementos químicos cuyo descubrimiento se atribuye al mérito de investigadores españoles; pero ¿cuál es el elemento relacionado con Andrés Manuel del Río?
a) Vanadio
b) Wolframio
c) Bismuto
d) Platino

(O.Q.N. Santander 2019)

Andrés Manuel del Río descubrio el vanadio en 1801 en México.

La respuesta correcta es la **a**.

1.73. Uno de los mayores logros de Mendeleev en sus primeras versiones de la tabla periódica se refiere a la predicción de las propiedades físicas y químicas de un hipotético elemento no conocido por entonces al que denominó eka-silicio. Ese elemento, que se descubrió algunos años más tarde (1886), actualmente se llama germanio. De las siguientes proposiciones referidas al germanio, ¿cuál es incorrecta?
a) Sus átomos son más grandes que los de silicio.
b) La fórmula de cloruro más importante es $GeCl_4$.
c) A temperatura ambiente, el germanio sólido conduce la corriente peor que el silicio.
d) Por su lato índice de refracción, el óxido GeO_2 se emplea como núcleo de fibras ópticas.

(O.Q.N. Santander 2019)

a) Verdadero. El radio atómico, dentro de un grupo, crece a medida que aumenta el número de capas electrónicas, n, por lo que el radio del germanio ($n = 4$) es mayor que el del silicio ($n = 3$).

b) Verdadero. El estado de oxidación más habitual del germanio es 4, luego la fórmula de su cloruro más abundante es $GeCl_4$.

c) **Falso**. Tanto silicio como germanio son elementos semiconductores y, a temperatura ambiente, la conductividad del silicio ($1{,}60 \cdot 10^{-5}$ S m^{-1}) es bastante menor que la del germanio ($2{,}20 \cdot 10^{-2}$ S m^{-1}).

d) Verdadero. El elevado índice de refracción del GeO_2 (1,7) hace que sea utilizado para la fabricación de fibra óptica.

La respuesta correcta es la **c**.

1.74. El potasio está situado en la tabla periódica justo después del argón, pero su masa atómica es menor. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones explica esto?
a) El potasio es un metal, y los metales se colocan a la izquierda en la tabla periódica.
b) Por tradición, el orden de los elementos nunca ha sido actualizado.
c) El potasio se descubrió después del argón y, por lo tanto, se coloca después del argón.
d) El orden de los elementos no se basa en la masa atómica.

(O.Q.L. Valencia 2019) (O.Q.L. Jaén 2019)

El orden de colocación de los elementos en la tabla periódica no se basa en los pesos atómicos crecientes como propuso Mendeleev en 1869, sino que se encuentran ordenados por el número atómico.

La respuesta correcta es la **d**.

1.75. El berilio es el elemento más ligero de la naturaleza en el que todos sus átomos tienen la misma masa. Esto es debido a que:
a) No presenta más que un isótopo natural estable.
b) Cumple fielmente la teoría atómico-molecular de Dalton.
c) No es radiactivo.
d) Sus átomos contienen igual número protones y neutrones.

(O.Q.L. Valencia 2019)

El que todos los átomos de berilio de la naturaleza pesen lo mismo se debe a que es uno de los 21 elementos de la tabla periódica que solo presentan un isótopo natural estable, en este caso, el $^{9}_{4}$Be.

La respuesta correcta es la **a**.

1.76. ¿Cuál es el elemento más denso de la tabla periódica?
a) Os
b) Pb
c) Ir
d) Au

(O.Q.L. Galicia 2019)

En los últimos años ha existido cierta confusión sobre la densidad de los metales Os e Ir. En el trabajo publicado por R. Crabtree (Platinum Metals Rev. 1995, 39, (4), 164), se pone de manifiesto que el Os es el metal más denso que existe en la tabla periódica, con una densidad de 22.588 kg m^{-3}, seguido del Ir con un valor de 22.562 kg m^{-3}, ambos medidos a 20 °C.

La respuesta correcta es la **a**.

1.77. Los elementos químicos descubiertos por españoles son:
a) Fr, Ra, Pt
b) V, Se, W
c) V, Pt, W
d) Pt, W, Es

(O.Q.L. Galicia 2019) (O.Q.L. Jaén 2019)

Los elementos químicos descubiertos por españoles han sido tres:

- platino (Pt) por Antonio de Ulloa en 1735
- wolframio (W) por Juan José y Fausto Delhúyar en 1783

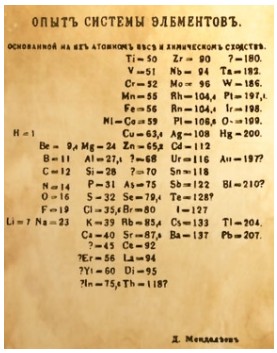
- vanadio (V) por Andrés Manuel del Río en 1801

La respuesta correcta es la **c**.

(En la cuestión propuesta en Galicia 2019 se pregunta cuántos).

1.78. ¿Cuántos elementos tenía la primera versión de la tabla periódica?
a) 61
b) 62
c) 63
d) 64

(O.Q.L. Galicia 2019)



La tabla periódica publicada por Dmitri Mendeleev en 1869 tenía 63 elementos ordenados por masas atómicas crecientes y la valencia química. Comenzaba con el hidrógeno (H = 1) y terminaba en el plomo (Pb = 207).

Presentaba dudas en las masas de siete elementos: erbio (56), iterbio (60), indio (75,6), torio (118), telurio (128), oro (197) y bismuto (210); y además, presentaba cuatro huecos para elementos aún por descubrir:

- galio (1875 por Lecoq de Boisbaudran)
- escandio (1879 por Nilson)
- germanio (1855 por Winkler)
- tecnecio (1937 por Segrè y Perrier)

La respuesta correcta es la **c**.

1.79. ¿Con qué tres elementos principalmente se fabrica la moneda de 1 €?
a) Sn, Zn y Cu
b) Ni, Zn y Cu
c) Ni, Sn y Cu
d) Fe, Cu y Zn

(O.Q.L. Galicia 2019)

El anillo exterior de color dorado de la moneda está formado por Ni y latón (Cu y Zn) y, el disco interior de color plateado, por Cu y Ni.

La respuesta correcta es la **b**.

1.80. Los elementos cuya existencia predijo Mendeleev antes de ser descubiertos son:
a) Sc, Tc, Ga, Ge
b) He, Ne, Ar, Kr
c) Sc, Ga, Sn y Pb
d) Ga, Ge, As y Se

(O.Q.L. Jaén 2019)

La tabla periódica publicada por Dmitri Mendeleev en 1869 tenía 63 elementos ordenados por masas atómicas crecientes y la valencia química y presentaba cuatro huecos para elementos aún por descubrir:

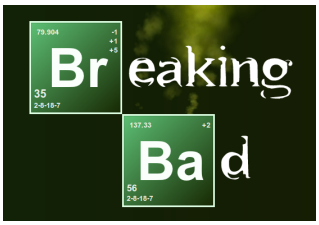
- Galio (Ga) descubierto en 1875 por Lecoq de Boisbaudran
- Escandio (Sc), descubierto en 1879 por Nilson
- Germanio (Ge) descubierto en 1855 por Winkler
- Tecnecio (Tc) descubierto en 1937 por Segrè y Perrier



La respuesta correcta es la **a**.

1.81. ¿En qué popular serie de televisión aparece el símbolo químico del bromo?
a) Band of Brothers
b) Prison Break
c) Breaking Bad
d) The Big Bang Theory

(O.Q.L. Jaén 2019)



En los créditos de la popular serie de TV "Breaking Bad" aparecen los símbolos de los elementos bromo (Br) y bario (Ba) ya que, trata de la metamorfosis personal que experimenta Walter White, un frustrado profesor de química de enseñanza secundaria al que diagnostican un cáncer de pulmón terminal y que se dedica a fabricar metanfetamina para conseguir dinero con el que dejar bien situada a su familia en el momento de su muerte.

La respuesta correcta es la **c**.

1.82. ¿Qué nombre le dio Mendeleev al germanio antes de que fuera descubierto?
a) Vibranio
b) Mendelevio
c) Rusio
d) Ekasilicio

(O.Q.L. Jaén 2019)

Mendeleev en su tabla periódica publicada en 1869 propuso que debajo del silicio debía encontrarse un elemento, aún sin descubrir, al que llamó eka-silicio ("eka" del sánscrito que significa primero debajo de). En 1871 predijo cuáles serían sus propiedades, hecho que confirmado por Clemens Winkler cuando aisló este elemento en 1886, lo que confirmó la validez de la ley periódica propuesta por Mendeleev.

La respuesta correcta es la **d**.

1.83. Entre 1807-08, Humphry Davy consiguió aislar por primera vez los siguientes elementos: potasio, sodio, calcio, estroncio, bario, magnesio y boro. El primero que obtuvo fue el potasio mediante electrólisis de la potasa cáustica. ¿Cuál de las siguientes proposiciones para este elemento es incorrecta?
a) La configuración electrónica externa es $4s^1$.
b) Su único número de oxidación es +1.
c) El óxido de potasio presenta propiedades básicas.
d) Es el elemento con menor tamaño de su periodo.

(O.Q.L. Jaén 2019)

Dentro de un periodo, el radio atómico decrece al aumentar la carga nuclear efectiva, por lo que como el potasio es el elemento con menor carga efectiva dentro del 4º periodo, es el que posee mayor tamaño.

La respuesta correcta es la **d**.

1.84. No todos los elementos de la tabla periódica se encuentran en la naturaleza de manera libre, o al menos aquí en la Tierra. Algunos de ellos han sido sintetizados en un laboratorio, motivo por el que reciben el nombre de elementos sintéticos. ¿Cuál de estos elementos ha sido "creado de manera artificial"?
a) Lantano
b) Terbio
c) Circonio
d) Nihonio

(O.Q.L. Jaén 2019)

El elemento de número atómico 113, situado en grupo 13 y periodo 7 de la tabla periódica, llamado nihonio y cuyo símbolo es Nh, fue sintetizado en 2004 en el Riken Nishina Center for Accelerator-Based Science de Wako (Japón) por un equipo de científicos japoneses liderados por Kosuke Morita.

La síntesis del isótopo ^{278}Nh se consiguió bombardeando blancos de ^{209}Bi con proyectiles de ^{70}Zn.

En 2016, la IUPAC reconoció el descubrimiento de este elemento al equipo japonés y aceptó el nombre nihonio propuesto por estos, por ser una de las formas de pronunciar el nombre de Japón. Se trata del primer elemento sintetizado fuera de EE.UU., Rusia, Suecia y Alemania.

La respuesta correcta es la **d**.

1.85. El carbono es la base de toda la vida en la Tierra. La razón principal se debe a que:
a) Puede formar una amplia variedad de compuestos químicos.
b) Es muy abundante en la atmósfera terrestre.
c) Es muy abundante en la corteza terrestre.
d) Puede formar polímeros.

(O.Q.L. Jaén 2019)

El carbono es la base de toda la vida en la Tierra debido a que puede puede unirse consigo mismo y con otros elementos (hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, azufre, halógenos, fósforo, etc) formando una amplia variedad de compuestos químicos lineales, ramificados o cíclicos.

La respuesta correcta es la **a**.

1.86. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre el xenón no es cierta?
a) Se utiliza como anestésico.
b) Es un indicador de pruebas de armas nucleares.
c) Se utiliza en lámparas de automóviles.
d) Un efecto secundario de la exposición al xenón es la xenofobia.

(O.Q.L. Jaén 2019)

No existe la xenofobia como un efecto secundario de la exposición al xenón.

La respuesta correcta es la **d**.

1.87. El nombre del elemento helio procede de un/a:
a) Satélite
b) Estrella
c) Planeta
d) Asteroide

(O.Q.L. Jaén 2019)

El descubrimiento de una nueva línea espectral de color amarillo en luz emitida por el Sol durante la observación de un eclipse solar en 1868 por parte de Pierre Janssen, le llevó a proponer la existencia de un nuevo elemento desconocido en la Tierra. Norman Lockyer propuso que este elemento descubierto en una estrella se llamase helio.

La respuesta correcta es la **b**.

1.88. El peso atómico del argón varía dependiendo de su fuente, ¿cuál es la razón de este fenómeno?
a) No es posible medir el peso atómico con precisión.
b) El argón es más denso que el aire.
c) La composición isótopica del argón varía en la naturaleza.
d) El argón sufre un deterioro radiactivo.

(O.Q.L. Jaén 2019)

El peso atómico del argón varía dependiendo de su fuente, así pues, en la Tierra el más abundante es el ^{40}Ar con una abundancia del 99,6 %, ya que procede de la desintegración del ^{40}K y, en mucha menor cantidad se encuentran ^{36}Ar y ^{38}Ar. Sin embargo, el ^{36}Ar es el más abundante en el Sol (84,6 % medido en el viento solar).

La respuesta correcta es la **c**.

1.89. El seaborgio fue el primer elemento que llevaba el nombre de un científico vivo. ¿Qué otro científico comparte esta distinción?
a) Alfred Nobel
b) Albert Einstein
c) Lise Meitner
d) Yuri Oganessian

(O.Q.L. Jaén 2019)

En 1997, el elemento número 106 fue bautizado como seaborgio en honor del físico estadounidense Glenn T. Seaborg (1912-1999). Más recientemente, en 2016, el elemento número 118 ha sido llamado oganesón en honor del físico nuclear ruso Yuri T. Oganesian (1933).

La respuesta correcta es la **d**.

1.90. De los 118 elementos que se conocen en la actualidad, ¿cuántos se encuentran en la naturaleza?
a) 94
b) 84
c) 68
d) 104

(O.Q.L. Jaén 2019)

En la tabla periódica existen 24 elementos sintéticos, los comprendidos desde el número atómico 95 al 118, por lo que en la naturaleza se encuentran 94 elementos. En lo que se refiere a los elementos Tc, Pm, At, Np y Pu, en la naturaleza existen trazas de ellos procedentes de la desintegración de otros elementos radiactivos o de experimentos nucleares.

La respuesta correcta es la **a**.

1.91. El francio es uno de los pocos elementos descubiertos por una mujer. ¿A quién se le atribuye su descubrimiento?
a) Irene Joliot-Curie
b) Marie Curie
c) Marguerite Perey
d) Berta Karlik

(O.Q.L. Jaén 2019)

El elemento francio fue descubierto en 1939 por la química francesa Marguerite Perey, purificando muestras de lantano que contenían actinio *("Sur un element 87, dérivé de l'actinium"*. Comptes-rendus hebdomadaires des séances de l'Académie des Sciences, 208, 97, 1939).

La respuesta correcta es la **c**.

1.92. Señale la respuesta correcta. Al hacer la tabla de los elementos químicos, Mendeleev…
a) Los ordenó por orden alfabético.
b) Dejó huecos para los elementos sin descubrir.
c) Se la dedicó a Marie Curie.
d) No incluyó ningún gas.

(O.Q.L. Jaén 2019)

Dmitri Mendeleev, en su primera tabla periódica publicada en 1869, ordenó los elementos por pesos atómicos crecientes organizándolos en grupos o familias según su valencia química, y si un elemento al ser colocado debajo de otro no tenía propiedades similares dejaba huecos proponiendo que ese elemento todavía no había sido descubierto.

La respuesta correcta es la **b**.

1.93. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre el oxígeno es cierta?
a) Es el único elemento presente en el ozono.
b) El oxígeno siempre ha sido una parte importante de la atmósfera de la Tierra.
c) La vida no es posible sin oxígeno.
d) El oxígeno no se combina con ninguno de los gases nobles.

(O.Q.L. Jaén 2019)

El ozono es una variedad alotrópica del oxígeno cuyas moléculas están formadas por tres átomos de este elemento, O_3.

La respuesta correcta es la **a**.

1.94. El vanadio recibe su nombre de la diosa escandinava de la belleza y la fertilidad. Fue descubierto por vez primera en el mineral conocido como *"plomo pardo de Zimapán"*. ¿Dónde tuvo lugar ese descubrimiento?
a) España
b) Francia
c) Italia
d) México
e) Suecia

(O.Q.L. País Vasco 2019)

El descubrimiento del vanadio fue realizado por Andrés Manuel del Río en 1801 en México.

La respuesta correcta es la **d**.

1.95. En el año 2019 se celebra el Año Internacional de la tabla periódica de los Elementos Químicos, coincidiendo con el 150 aniversario de la propuesta de la tabla periódica de:
a) Niels Bohr
b) John Dalton
c) Antoine de Lavoisier
d) Dmitri Mendeleev
e) Henry Moseley

(O.Q.L. País Vasco 2019)

El año 2019 se celebra el 150 aniversario de la publicación en 1869 de la primera tabla periódica de Dmitri Mendeleev.

La respuesta correcta es la **d**.

1.96. Un día caluroso en Madrid (a 40 °C), ¿cuál de los siguientes elementos estará en estado líquido?
a) Un elemento que se usa en la industria del vidrio.
b) Un elemento con el que se fabrican los marcos de las ventanas.
c) Un elemento que se emplea en la fabricación de semiconductores.
d) Un elemento fundamental de las modernas baterías recargables.

(O.Q.L. Madrid 2019)

a) Falso. El elemento que se utiliza en la industria del vidrio es el silicio, cuyo punto de fusión, 1.414 °C, es muy superior a la temperatura propuesta.

b) Falso. El elemento que se utiliza para la fabricación de marcos de ventanas es el aluminio, cuyo punto de fusión, 660,3 °C, es muy superior a la temperatura propuesta.

c) **Verdadero**. El elemento que se emplea en la fabricación de semiconductores es el galio, cuyo punto de fusión, 29,8 °C, es inferior a la temperatura propuesta.

d) Falso. El elemento que es fundamental en las modernas baterías recargables es el litio, cuyo punto de fusión, 180,5 °C, es superior a la temperatura propuesta.

La respuesta correcta es la **c**.

1.97. ¿Cuál es el elemento más ligero cuya existencia fue predicha por Mendeleev?
a) Argón
b) Escandio
c) Cromo
d) Como he contestado anteriormente, Mendeleev no predijo la existencia de elementos nuevos.

(O.Q.L. Madrid 2019)

La tabla periódica publicada por Dmitri Mendeleev en 1869 tenía 63 elementos ordenados por masas atómicas crecientes y la valencia química y, presentaba cuatro huecos para elementos aún por descubrir: galio, escandio, germanio y tecnecio. De los cuatro, el más ligero es el escandio.

La respuesta correcta es la **b**.

1.98. Mendeleev (1834-1907) presentó su tabla periódica en 1869 en la que ordenaba los elementos por pesos atómicos. Además, predijo la existencia de 16 elementos, aún desconocidos, pero que se llegarían a descubrir. ¿Cuántos de estos elementos se descubrieron en años posteriores?
a) Ocho
b) Cuatro
c) Solo uno
d) Ninguno, Mendeleev no era un buen adivino.

(O.Q.L. Madrid 2019)

En los años posteriores a la publicación en 1871 de la tabla segunda periódica de Mendeleev fueron descubiertos ocho elementos:

Mendeleev	Elemento	Descubrimiento
eka-aluminio	galio	1875
eka-boro	escandio	1879
eka-silicio	germanio	1886
dvi-telurio	polonio	1898
eka-tántalo	protactinio	1917
eka-manganeso	tecnecio	1925
tri-manganeso	renio	1925
dvi-cesio	francio	1937

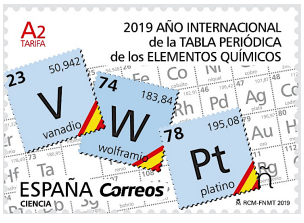
La respuesta correcta es la **a**.

1.99. Cuatro científicos españoles (Antonio de Ulloa, Andrés Manuel del Río y los hermanos Fausto y Juan José Delhúyar) descubrieron tres elementos químicos — vanadio, wolframio y platino (mencionados por números atómicos crecientes) —. De las siguientes propuestas, elige la que está ordenada:
a) Vanadio, wolframio y platino
b) Platino, wolframio y vanadio
c) Wolframio, vanadio y platino
d) Platino, vanadio y wolframio

(O.Q.L. Madrid 2019)

Los elementos químicos descubiertos por españoles, cronológicamente, han sido:

- Platino (Pt) por Antonio de Ulloa en 1735.
- Wolframio (W) por Juan José y Fausto Delhúyar en 1783.
- Vanadio (V) por Andrés Manuel del Río en 1801.



La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Jaén 2019 y Galicia 2019).

1.100. ¿Qué elementos químicos descubrió Lavoisier?
a) Oxígeno, azufre y fósforo
b) Azufre
c) Fósforo y azufre
d) Lavoisier no descubrió ningún elemento químico.

(O.Q.L. Madrid 2019)

Antoine Laurent de Lavoisier no descubrió ningún elemento químico, sin embargo, publicó en 1789 "Traité Élèmentaire de Chimie" donde incluía una tabla de 33 sustancias simples, de las que hoy solo 23 son reconocidas como elementos químicos.

La respuesta correcta es la **d**.

1.101. Diga qué afirmación sobre el carbono ($Z = 6$) es falsa:
a) Forma el mineral más duro de la escala de Mohs.
b) Tiene la propiedad de formar largas cadenas.
c) Es el elemento con mayor punto de ebullición.
d) Es el elemento que funde a la temperatura más alta.

(O.Q.L. Madrid 2019)

a) Verdadero. La sustancia que tiene la máxima dureza en la escala de Mohs es el diamante, una forma alotrópica del carbono.

b) Verdadero. La gran cantidad que existe de compuestos de carbono se debe a la propiedad de este de unirse con otros átomos idénticos formando largas cadenas lineales o ramificadas.

c) **Falso**. El elemento químico que posee el mayor punto de ebullición es el wolframio (5.833 K).

d) Verdadero. El elemento químico que posee el mayor punto de fusión es el carbono (3.773 K).

La respuesta correcta es la **c**.

1.102. Marie Sklodowska-Curie (1867-1934) es uno de los iconos de la ciencia. Fue la pionera en muchas situaciones: mejor estudiante de Física de su promoción, primera mujer en recibir un Premio Nobel, primera persona en ser dos veces galardonadas con este premio, primera profesora en la Universidad de la Sorbona en París, en sus muchos méritos. Además, fue una excelente maestra de científicos, entre los que se puede mencionar a su hija Irene y su yerno Frederick (matrimonio apellidado Joliot-Curie, que recibieron el Premio Nobel de Química en 1935) y a Marguerite Perey. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) Los Joliot-Curie descubrieron la radiactividad artificial y Perey descubrió el francio.
b) El matrimonio de Irene y Frederick descubrieron el neutrón y Perey descubrió el francio.
c) El matrimonio de Irene y Frederick descubrieron radiactividad artificial y Perey descubrió el radio.
d) Los Joliot-Curie descubrieron el neutrón y Perey descubrió el radio.

(O.Q.L. Madrid 2019)

- Frederick Joliot e Irene Curie descubrieron la radiactividad artificial en 1934.
- Marguerite Perey descubrió el francio en 1939.

La respuesta correcta es la **a**.

1.103. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre el boro ($Z = 5$) es falsa?
a) Se usa en instrumentos diseñados para detectar y contar las emisiones de neutrones.
b) Es un elemento conocido desde la antigüedad.
c) Su nitruro se puede exfoliar, generando un material bidimensional similar al grafeno.
d) Forma especies moleculares (como los boranos) en las que los átomos de boro tienen deficiencia electrónica.

(O.Q.L. Madrid 2019)

Aunque en el antiguo Egipto se usaba el natrón, un mineral rico en boratos, para la momificación y, en la antigua Roma se usaban compuestos de boro para la fabricación de cristal, el boro no fue identificado como elemento hasta 1824 por Jöns Jacob Berzelius.

La respuesta correcta es la **b**.

1.104. Antoine Henri Becquerel (1852-1908) descubrió la radiactividad en 1896. Lo hizo de manera casual en unos experimentos en los que intentaba generar rayos X usando un mineral luminiscente de un metal. ¿De qué metal?
a) Bario
b) Radio
c) Torio
d) Uranio

(O.Q.L. Madrid 2019)

El descubrimiento de la radiactividad por parte de Becquerel fue debido a la creencia errónea de que las sustancias hiperfosforescentes (luminiscentes) como el sulfato de uranilo y potasio, $K_2UO_2(SO_4)_2$, eran emisores de RX.

La respuesta correcta es la **d**.

1.105. Los elementos químicos naturales se han ido descubriendo a lo largo de la historia. Una época muy productiva en el descubrimiento de los elementos fue las primeras décadas del siglo XIX. Estos avances espectaculares se debieron principalmente a un invento, ¿de cuál?
a) La pila eléctrica
b) La balanza analítica
c) El difractómetro de rayos X
d) La bomba neumática, que permitió trabajar con gases.

(O.Q.L. Madrid 2019)

El descubrimiento de la pila eléctrica por parte de Alessandro Volta en 1800 permitió a Humphry Davy, utilizando métodos electrolíticos, descubrir los elementos potasio y sodio (1807); y calcio, estroncio, bario, magnesio y boro (1808).

La respuesta correcta es la **a**.

1.106. La principal aplicación de los elementos radiactivos es en el sector energético. Sin embargo, otro uso importante es la aplicación en medicina diagnóstica. ¿Cuál de estos elementos tiene ese uso?
a) Plutonio
b) Uranio
c) Prometio
d) Tecnecio

(O.Q.L. Madrid 2019)

El isótopo del tecnecio (^{99m}Tc) se utiliza como trazador radiactivo en medicina nuclear ya que se desintegra por emisión gamma y esta radiación puede ser fácilmente detectada.

La respuesta correcta es la **d**.

1.107. Un óxido metálico se utiliza en los detectores de humo, ¿de qué metal se trata?
a) Sodio
b) Aluminio
c) Platino
d) Americio

(O.Q.L. Madrid 2019)

El dióxido de americio (^{241}Am) se utiliza en los detectores de humo domésticos ya que se desintegra emitiendo partículas alfa, que cuando son absorbidas por el humo, hacen saltar la alarma en el circuito.

La respuesta correcta es la **d**.

1.108. Antonio de Ulloa y de la Torre-Giralt fue un naturalista, militar y escritor español, nacido en Sevilla, y conocido por el descubrimiento del:
a) Pt
b) Ni
c) Au
d) Cu

(O.Q.L. Murcia 2019)

Antonio de Ulloa descubrió el platino (Pt) en 1735 durante una expedición geodésica en Ecuador.

La respuesta correcta es la **a**.

1.109. De los siguientes elementos, indique el de mayor conductividad eléctrica:
a) Plata
b) Calcio
c) Bromo
d) Carbono

(O.Q.L. Murcia 2019)

Las sustancias que presentan mejor conductividad eléctrica son aquellas que permiten el libre desplazamiento de los electrones a través de su estructura, como son los metales y, de todos ellos, el que posee mayor conductividad es la plata ($6{,}30 \cdot 10^7$ S m^{-1}).

Cabe destacar que el mejor conductor eléctrico que existe es el grafeno, una variedad alotrópica del carbono ($9{,}87 \cdot 10^7$ S m^{-1}), pero aquí no se especifica de que carbono se trata.

La respuesta correcta es la **a**.

1.110. ¿Qué elemento tiene mayor conductividad eléctrica?
a) Ga
b) Ge
c) As
d) Si

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

Las sustancias que presentan mejor conductividad eléctrica son aquellas que permiten el libre desplazamiento de los electrones a través de su estructura, como son los metales.

- Germanio, arsénico y silicio son elementos llamados metaloides que se comportan como semiconductores típicos.
- El galio es el único de los elementos propuestos que es un metal, por lo que la mayor conductividad eléctrica le corresponde al Ga ($6{,}78 \cdot 10^6$ S m^{-1}).

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2017).

1.111. Cuando construyó su Tabla Periódica en 1869, Mendeleev dejó huecos para algunos elementos químicos desconocidos entonces cuya existencia fue confirmada poco tiempo después. Uno de esos elementos recibe el nombre de:
a) Boro
b) Galio
c) Arsénico
d) Titanio

(O.Q.N. Valencia 2020)

D. Mendeleev publicó en 1869 su libro *"Principios de Química"* en el que presentaba una tabla periódica en la que aparecían los 63 existentes elementos ordenados según pesos atómicos crecientes y la valencia. Más aún, se atrevió a proponer la existencia, en el futuro, de elementos sin descubrir, citando además algunas de sus propiedades. Entre ellos se encuentra el galio al que llamó "eka-aluminio que fue descubierto por Lecoq de Boisbaudran en 1875.

La respuesta correcta es la **b**.

1.112. De las siguientes, indique la serie que no está formada exclusivamente por símbolos de elementos químicos:
a) Ba, Be, Bi
b) Ta, Te, Ti
c) Ca, Ce, Ci
d) Na, Ne, Ni

(O.Q.L. Murcia 2020)

El símbolo Ci no corresponden a ningún elemento químico, es la abreviatura del curie, una antigua unidad de actividad radiactiva que equivale a $3{,}7 \cdot 10^{10}$ desintegraciones/s o becquerel (Bq).

La respuesta correcta es la **c**.

1.113. De los elementos Cr, Pb y Sr, ¿cuáles pueden presentar más de un estado de oxidación (valencia) en los compuestos en que participan?
a) Solo Cr
b) Cr y Pb
c) Pb y Sr
d) Cr, Pb y Sr

(O.Q.L. Murcia 2020)

La valencia iónica se define como el número de electrones que un átomo puede ganar o perder para formar un ion estable.

▪ La configuración electrónica abreviada del Cr ($Z = 24$) es [Ar] $4s^1\ 3d^5$. Como todos los metales de transición puede dar lugar a varios estados de oxidación estables:

+2, si pierde dos electrones de su nivel más externo
+3, si pierde tres electrones de su nivel más externo
+6, si pierde los seis electrones de su nivel más externo

▪ La configuración electrónica abreviada del Pb ($Z = 82$) es [Xe] $4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^2\ 6p^2$. Es un metal que solo puede perder los electrones del nivel más externo y da lugar a dos estados de oxidación estables:

+2, si pierde los dos electrones del subnivel $6s$
+4, si pierde los dos electrones del subnivel $6s$ y los dos electrones del subnivel $6p$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Sr ($Z = 38$) es [Kr] $5s^2$. Es un metal alcalinotérreo y solo tiene un único estado de oxidación estable cuando pierde los dos electrones de su nivel más externo y adquiere el estado de oxidación +2.

La respuesta correcta es la **b**.

1.114. ¿Qué átomo tiene una configuración electrónica en su capa más externa del tipo $ns^2\ np^4$?
a) Ca
b) Cr
c) Ge
d) Se

(O.Q.L. Valencia 2020)

De la configuración electrónica propuesta se deduce que como tiene 6 electrones de valencia (s^2p^4) pertenece al grupo 16.

▪ El elemento cuyo símbolo es Ca es el calcio, un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ar] $4s^2$.

▪ El elemento cuyo símbolo es Cr es el cromo, un elemento que pertenece al grupo 6 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ar] $4s^1\ 3d^5$.

▪ El elemento cuyo símbolo es Ge es el germanio, un elemento que pertenece al grupo 14 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^2$.

▪ El elemento cuyo símbolo es Se es el selenio, un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^4$.

La respuesta correcta es la **d**.

2. RADIOS ATÓMICOS E IÓNICOS

2.1. Dada la configuración electrónica de un elemento $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 5s^1$, indique la respuesta incorrecta:
a) Su número atómico es 19.
b) El átomo X está en su estado fundamental.
c) Se trata de un estado excitado.
d) Este elemento pertenece al grupo de los metales alcalinos.
e) Este elemento pertenece al quinto periodo de la tabla periódica.
f) El elemento ha absorbido energía para alcanzar esta configuración.
g) X tiene mayor energía de ionización que el selenio.
h) El radio del anión X^- es menor que el radio del átomo X.

(O.Q.L. Asturias 1992) (O.Q.L. Baleares 2002) (O.Q.L. Asturias 2016)

a) Verdadero. Si se trata de un átomo neutro, sumando los electrones que tiene su configuración electrónica se obtiene que hay 19, por lo que Z (número atómico) tiene ese valor.

b) **Falso**. Ese átomo se encuentra en un estado excitado ya que, se incumple el principio de mínima energía, al ocuparse antes el subnivel $5s$ que el $4s$, siendo la configuración electrónica en el estado fundamental:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$$

c) Verdadero. Según se ha justificado en el apartado anterior.

d) Verdadero. De acuerdo con la configuración electrónica obtenida en el apartado b) se deduce que:

- El valor máximo de $n = 4$ indica que se trata de un elemento del 4º periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 1 electrón de valencia (s^1), que pertenece al grupo 1 (metales alcalinos) y es el sodio.

e) **Falso**. Según se ha justificado en el apartado anterior.

f) Verdadero. Se trata de elemento que pertenece al cuarto periodo ($n = 4$) lo que pasa es que ha absorbido energía y se encuentra en un estado excitado.

g) **Falso**. Los metales alcalinos tienen las energías de ionización más bajas de todos los elementos de un periodo.

h) **Falso**. Al formarse el anión A^- aumenta el número de electrones y, con ello, aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por tanto, el radio del anión A^- es mayor que el del átomo neutro A.

Las respuestas correctas son **b**, **e**, **g** y **h**.

2.2. ¿Cuál de las siguientes relaciones entre radios es correcta?
a) $r(\mathrm{Cl}) > r(\mathrm{Cl^-})$
b) $r(\mathrm{Na^+}) < r(\mathrm{Na})$
c) $r(\mathrm{I}) < r(\mathrm{Cl})$
d) $r(\mathrm{Cl}) > r(\mathrm{Na})$

(O.Q.L. Murcia 1996)

- La configuración electrónica abreviada del Cl ($Z = 17$) es [Ne] $3s^2\ 3p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $3p$, se transforma en el ion Cl^- cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

Al aumentar el número de electrones aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por tanto, el radio del ion cloruro es mucho mayor que el del átomo de cloro.

- La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $3s$, se transforma en el ion Na^+ cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

Al disminuir el número de electrones disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por tanto, el radio del ion sodio es mucho menor que el del átomo de sodio.

▪ La configuración electrónica abreviada del I ($Z = 53$) es [Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^5$. De todas las especies propuestas es la que tiene mayor radio ya que tiene un mayor número de capas electrónicas.

La respuesta correcta es la **b**.

2.3. Los iones fluoruro y sodio tienen el mismo número de electrones (isoelectrónicas). Por tanto:
a) El radio del ion fluoruro es mayor que el radio del ion sodio.
b) El radio del ion fluoruro es menor que el radio del ion sodio.
c) El radio del ion fluoruro es igual al radio del ion sodio.
d) El radio del ion fluoruro es doble del radio del ion sodio.
e) El radio del ion fluoruro es 9/11 partes menor que el radio del ion sodio.

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.N. Alcalá 2016) (O.Q.L. Baleares 2019)

▪ La configuración electrónica abreviada del F ($Z = 9$) es [He] $2s^2\ 2p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $2p$, se transforma en el ion F^- cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo, que se encuentra situado en el orbital $3s$, se transforma en el ion Na^+ cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z.

De acuerdo con lo expuesto, el radio del ion fluoruro es mayor que el del ion sodio.

La respuesta correcta es la **a**.

2.4. Las especies químicas O^{2-}, F^-, Ne y Na^+ son isoelectrónicas. ¿A cuál de ellas debe corresponderle un menor volumen?
a) F^-
b) Ne
c) O^{2-}
d) Na^+

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. La Rioja 2006)

▪ La configuración electrónica abreviada del F ($Z = 9$) es [He] $2s^2\ 2p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $2p$, se transforma en el ion F^- cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del O ($Z = 8$) es [He] $2s^2\ 2p^4$ y, si capta dos electrones y completa el subnivel $2p$, se transforma en el ion O^{2-} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ne ($Z = 10$) es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $3s$, se transforma en el ion Na^+ cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z.

De acuerdo con lo expuesto, de las especies propuestas, el menor volumen le corresponde al Na^+.

La respuesta correcta es la **d**.

(En la cuestión propuesta en La Rioja 2006 solo aparecen Na^+ y F^- y se pregunta mayor volumen).

2.5. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) La configuración electrónica del Na^+ es diferente a la del Ne.
b) Los iones de los metales de transición tienen todos los orbitales *d* semiocupados.
c) El átomo de un elemento alcalino tienen mayor radio que el del halógeno del mismo período.
d) La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 5s^1$ corresponde a un metal alcalino del período 5 de la tabla periódica en su estado fundamental.

(O.Q.L. Murcia 1999)

a) Falso. La configuración electrónica abreviada del Ne ($Z = 10$) es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $3s$, se transforma en el ion Na^+ cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas.

b) Falso. En el caso de un metal de transición como el Fe ($Z = 26$), su configuración electrónica abreviada es [Ar] $4s^2\ 3d^6$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$ es:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

▪ Si el Fe pierde los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $4s$, se transforma en el ion Fe^{2+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^6$.

▪ Si el Fe^{2+} pierde un electrón más, el que se encuentra apareado en uno de los orbitales $3d$, se transforma en el ion Fe^{3+} con una configuración [Ar] $3d^5$, más estable, ya que aumenta la multiplicidad y disminuye la repulsión entre electrones en ese orbital.

A ambos iones les corresponden las siguientes distribuciones de los electrones en los orbitales $3d$:

Fe^{2+}					
$4s$	$3d$				
	↑↓	↑	↑	↑	↑

Fe^{3+}					
$4s$	$3d$				
	↑	↑	↑	↑	↑

Como se puede observar, solo en el caso del ion Fe^{3+} todos los orbitales *d* se encuentran semiocupados.

▪ En el caso del Cr ($Z = 24$), la configuración electrónica abreviada del debería ser [Ar] $4s^2\ 3d^4$:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑	↑	↑	↑	

aunque al desaparear el electrón del orbital $4s$ y promocionarlo al orbital $3d$ vacío se incumple el principio de mínima energía que dice:

> "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes",

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927) se consigue una nueva configuración electrónica abreviada [Ar] $4s^1\ 3d^5$ y una distribución de los electrones los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

que presenta mayor multiplicidad y, por ello, es más estable.

▪ Si el Cr pierde los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en los orbitales $4s$ y $3d$, se transforma en el ion Cr^{2+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^5$.

▪ Si el Cr^{2+} pierde un electrón más, el que se encuentra apareado en uno de los orbitales $3d$, se transforma en el ion Cr^{3+} con una configuración [Ar] $3d^4$.

A ambos iones les corresponden las siguientes distribuciones de los electrones en los orbitales $3d$:

Cr^{2+}					
$4s$	$3d$				
	↑	↑	↑	↑	

Cr^{3+}					
$4s$	$3d$				
	↑	↑	↑		

Como se puede observar en este caso, para ambos iones no todos los orbitales d se encuentran semiocupados.

c) **Verdadero**. El radio dentro de un periodo decrece a medida que aumenta la carga nuclear y con ella la carga nuclear efectiva. Esta es mínima al principio del periodo (grupo 1, alcalinos) y máxima al final (grupos 17 y 18, halógenos y gases nobles).

Consultando la bibliografía se puede escribir la siguiente tabla para los elementos del tercer periodo de la tabla periódica:

Elemento	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Z	11	12	13	14	15	16	17	18
Z_{ef} (aprox.)	1	2	3	4	5	6	7	8
radio / pm	186	160	143	117	110	104	99	98

d) Falso. La configuración electrónica propuesta corresponde a un átomo en un estado excitado ya que, se incumple el principio de mínima energía, al ocuparse antes el subnivel $5s$ que el $3p$, siendo la configuración electrónica en el estado fundamental:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$$

De acuerdo con la configuración electrónica obtenida se deduce que:

- El valor máximo de $n = 3$ indica que se trata de un elemento del 3er periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 3 electrones de valencia (s^2p^1), que pertenece al grupo 13 y es el aluminio.

La respuesta correcta es la **c**.

2.6. ¿Cuál de los siguientes iones isoelectrónicos tendrá, presumiblemente, un menor radio iónico?

a) Mn^{7+} $(Z = 25)$ **b)** P^{3-} $(Z = 15)$
c) S^{2-} $(Z = 16)$ **d)** Ti^{4+} $(Z = 22)$
e) Ca^{2+} $(Z = 20)$ **f)** Ar $(Z = 18)$
g) Cl^{-} $(Z = 17)$ **h)** K^{+} $(Z = 19)$
i) Cr^{6+} $(Z = 24)$ **j)** Sc^{3+} $(Z = 21)$

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Sevilla 2002) (O.Q.L. Extremadura 2003) (O.Q.L. Extremadura 2013) (O.Q.L. Castilla y León 2019)

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, en este caso, [Ne] $3s^2\ 3p^6$, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z.

De acuerdo con lo expuesto, de las especies propuestas, el menor radio le corresponde al Mn^{7+}.

Existe un problema al incluir aquí al elemento argón ya que, se está comparando una especie atómica cuyo radio es un valor estimado, con especies iónicas, cuyos valores se han determinado experimentalmente mediante medidas en redes cristalinas.

La respuesta correcta es la **a**.

(En la cuestión propuesta en Castilla y León 2019 se pregunta el mayor radio).

2.7. ¿Cuál de las siguientes especies isoelectrónicas tiene menor radio?
a) O^{2-}
b) F^{-}
c) Na^{+}
d) Mg^{2+}
e) Al^{3+}
f) Ne

(O.Q.L. Murcia 2001) (O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Murcia 2010) (O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013) (O.Q.L. La Rioja 2013) (O.Q.L. Cantabria 2014) (O.Q.L. Cantabria 2016) (O.Q.L. Jaén 2018) (O.Q.L. Jaén 2019)

▪ La configuración electrónica abreviada del O ($Z = 8$) es [He] $2s^2\ 2p^4$ y, si capta dos electrones y completa el subnivel $2p$, se transforma en el ion O^{2-} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del F ($Z = 9$) es [He] $2s^2\ 2p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $2p$, se transforma en el ion F^{-} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $3s$, se transforma en el ion Na^{+} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) es [Ne] $3s^2$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados en el orbital $3s$, se transforma en el ion Mg^{2+} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Al ($Z = 13$) es [Ne] $3s^2\ 3p^1$ y, si cede los tres electrones más alejados del núcleo que se encuentra situados en los orbitales $3s$ y $3p$, se transforma en el ion Al^{3+} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ne ($Z = 10$) es [He] $2s^2\ 2p^6$.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, en este caso, [He] $2s^2\ 2p^6$, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z.

De acuerdo con lo expuesto, de las especies propuestas, el menor radio le corresponde al Al^{3+} y el mayor radio al O^{2-}.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:

$$O^{2-}\ (140) > F^{-}\ (133) > Na^{+}\ (97) > Mg^{2+}\ (66) > Al^{3+}\ (51)$$

Existe un problema al incluir aquí al elemento neón ya que, se está comparando una especie atómica cuyo radio es un valor estimado, con especies iónicas, cuyos valores se han determinado experimentalmente mediante medidas en redes cristalinas.

La respuesta correcta es la **e**.

(En la cuestión propuesta en Luarca 2005 se cambia Al^{3+} por Ne, se indica que se trata de especies isoelectrónicas y se pregunta a cuál le corresponde mayor radio, lo mismo que Murcia 2010. Valencia 2013 no incluye Al^{3+}. En Cantabria 2011, 2014 y 2016, La Rioja 2013 y Jaén 2019 se pregunta mayor radio).

2.8. Considerando el átomo de neón y los iones fluoruro y sodio, se puede asegurar que:
a) Todos tienen el mismo número de protones.
b) Todos tienen el mismo radio.
c) El átomo de neón es el de mayor volumen.
d) El ion fluoruro es el de mayor radio.

(O.Q.L. Baleares 2002) (O.Q.L. Baleares 2013)

▪ La configuración electrónica abreviada del F ($Z = 9$) es [He] $2s^2\ 2p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $2p$, se transforma en el ion F^- cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $3s$, se transforma en el ion Na^+ cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ne ($Z = 10$) es [He] $2s^2\ 2p^6$.

a) Falso. Tienen diferente número de protones.

b) Falso. Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, en este caso, [He] $2s^2\ 2p^6$, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z.

De acuerdo con lo expuesto, de las especies propuestas, el mayor radio le corresponde al F^-.

c) Falso. Los gases nobles son los elementos con menor volumen atómico dentro de un periodo ya que, el volumen decrece conforme aumenta la carga nuclear efectiva y, con ella, la atracción nuclear sobre los electrones externos.

d) **Verdadero**. Según se ha demostrado en el apartado b).

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) de las especies propuestas son:

$$Ne\ (69) < Na^+\ (99) < F^-\ (133)$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.9. Considerando los radios de los iones isoelectrónicos S^{2-}, Cl^-, K^+, Ca^{2+}, ¿cuál de las ordenaciones dadas a continuación sería la correcta?
a) $S^{2-} = Cl^- = K^+ = Ca^{2+}$
b) $Ca^{2+} < K^+ < Cl^- < S^{2-}$
c) $S^{2-} < Cl^- < K^+ < Ca^{2+}$
d) $Cl^- < S^{2-} < Ca^{2+} < K^+$
c) $S^{2-} < Ca^{2+} < K^+ < Cl^-$
e) Ninguna es correcta.

(O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Baleares 2007) (O.Q.L. Valencia 2009) (O.Q.L. Granada 2019) (O.Q.L. Granada 2020)

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, en este caso, [Ne] $3s^2\ 3p^6$, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z.

De acuerdo con lo expuesto, el orden correcto de radios es:

$$Ca^{2+} < K^+ < Cl^- < S^{2-}$$

Consultando la bibliografía se confirma el orden correcto de radios (pm):

$$Ca^{2+}\ (100) < K^+\ (138) < Cl^-\ (181) < S^{2-}\ (184)$$

La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en Baleares 2007 se pregunta a que ion le corresponde el menor radio).

2.10. Dados los elementos Mg, Al, Si y P de la misma serie, ¿cuál tendrá el menor radio atómico?
a) Mg
b) Al
c) Si
d) P

(O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.N. Alcalá 2016)

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:

- Mg $(Z = 12) \rightarrow$ [Ne] $3s^2$
- Al $(Z = 13) \rightarrow$ [Ne] $3s^2\ 3p^1$
- Si $(Z = 14) \rightarrow$ [Ne] $3s^2\ 3p^2$
- P $(Z = 15) \rightarrow$ [Ne] $3s^2\ 3p^3$

El radio dentro de un periodo decrece a medida que aumenta la carga nuclear y con ella carga nuclear efectiva. Esta es mínima al principio del periodo (grupo 1, alcalinos) y máxima al final (grupo 18, gases nobles).

De acuerdo con lo expuesto, de los elementos propuestos, el menor radio le corresponde al P.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores del radio (pm) son:

$$\text{P}\ (110) < \text{Si}\ (117) < \text{Al}\ (143) < \text{Mg}\ (160)$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.11. El flúor es el elemento más activo de la familia de los halógenos porque:
a) En estado fundamental tiene siete electrones de valencia.
b) Forma moléculas diatómicas.
c) Presenta número impar de electrones.
d) Presenta el menor radio atómico.

(O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

El elemento flúor $(Z = 9)$ tiene la siguiente configuración electrónica abreviada [He] $2s^2\ 2p^5$. De la misma se deduce que:

- El valor máximo de $n = 2$ indica que se trata de un elemento del 2º periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 7 electrones de valencia (s^2p^5), que pertenece al grupo 17 (halógenos).

El hecho de que a los elementos de este grupo les falte un único electrón para completar el octeto les aporta gran reactividad y, de todos los halógenos, el flúor es el que tiene menor número de capas electrónicas $(n = 2)$ y, por ello, menor radio atómico, lo que facilita la atracción del núcleo sobre el electrón de otro átomo que debe incorporarse al átomo para completar el octeto.

La respuesta correcta es la **d**.

2.12. Una de las siguientes afirmaciones sobre los elementos alcalinotérreos (grupo 2) no es correcta:
a) Sus óxidos se disuelven en agua para formar hidróxidos.
b) El radio iónico es mayor que el radio atómico.
c) El radio atómico aumenta al aumentar el número atómico.
d) Son elementos muy electropositivos.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

a) Verdadero. Los óxidos de los elementos alcalinotérreos en agua forman hidróxidos. Por ejemplo:

$$\text{CaO(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2\text{(s)}$$

b) **Falso**. Tomando como ejemplo de elemento alcalinotérreo al Mg $(Z = 12)$, su configuración electrónica abreviada es [Ne] $3s^2$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados en el orbital $3s$, se transforma en el ion Mg^{2+} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

Al disminuir el número de electrones disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por tanto, el radio iónico es mucho menor que el radio atómico.

c) Verdadero. Conforme se avanza en un grupo crece el número de capas electrónicas, lo que determina que los electrones se encuentren cada vez más alejados del núcleo y que se produzca un aumento del radio atómico.

d) Verdadero. Todos los elementos del grupo 2 tienen configuración electrónica externa ns^2. Esto motiva que tengan una elevada tendencia a ceder fácilmente esos dos electrones para conseguir una configuración electrónica muy estable, por lo que se puede decir que son elementos poco electronegativos (mejor que muy electropositivos).

La respuesta correcta es la **b**.

2.13. Las especies químicas: H (1), He^+ (2) y Li^{2+} (3) son isoelectrónicas. Señale cuál será la ordenación correcta de sus radios.
a) $r_1 = r_2 = r_3$
b) $r_1 > r_2 > r_3$
c) $r_2 > r_3 > r_1$
d) $r_3 > r_2 > r_1$

(O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. Murcia 2014) (O.Q.L. Murcia 2015)

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, en este caso, $1s^1$, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z.

De acuerdo con lo expuesto, el orden correcto de radios correcto es:

$$r_1 > r_2 > r_3$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.14. ¿Cuál de los siguientes enunciados, relacionados con las propiedades de los elementos de la tabla periódica, es correcto?
a) El tamaño atómico decrece hacia abajo en un grupo.
b) El tamaño atómico se incrementa desde el francio en el grupo 1 hasta el flúor en el grupo 17.
c) El tamaño atómico decrece de izquierda a derecha en un periodo.
d) Todos los átomos del mismo grupo tienen el mismo tamaño.
e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Extremadura 2003) (O.Q.L. Asturias 2010) (O.Q.L. La Rioja 2012)

a) Falso. Conforme se desciende en un grupo, aumenta el número de capas electrónicas y, con ello, el tamaño del átomo.

b) Falso. Conforme se avanza en un periodo, aumenta la carga nuclear efectiva y, con ello, la atracción nuclear, lo que determina un descenso en el tamaño del átomo.

c) **Verdadero**. Según se ha justificado en el apartado anterior.

d) Falso. Según se ha justificado en el apartado a).

La respuesta correcta es la **c**.

2.15. ¿Cuál de las siguientes especies químicas tiene el radio mayor?
a) Mg
b) Na
c) Na^+
d) Mg^{2+}

(O.Q.L. Madrid 2004)

▪ La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo, que se encuentra situado en el orbital $3s$, se transforma en el ion Na^+ cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) es [Ne] $3s^2$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados en el orbital $3s$, se transforma en el ion Mg^{2+} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

Comparando los átomos, se trata de elementos del mismo periodo, por lo que la carga nuclear efectiva es el factor determinante del tamaño. En un periodo, esta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico lo que provoca que la atracción nuclear sea mayor. Por tanto, el sodio tiene mayor radio que el magnesio.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios atómicos (pm) son:

Na (186) > Mg (160)

Al disminuir el número de electrones al formarse los cationes, disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que provoca que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por tanto, el radio iónico es siempre menor que el radio atómico.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios atómicos (pm) son:

Na^+ (97) > Mg^{2+} (66)

La respuesta correcta es la **b**.

2.16. ¿Cuál de los siguientes iones tiene un menor radio?
a) Ba^{2+}
b) Cl^-
c) K^+
d) Ca^{2+}
e) S^{2-}

(O.Q.L. Baleares 2004) (O.Q.L. Baleares 2010) (O.Q.L. Jaén 2017)

▪ La configuración electrónica abreviada del K ($Z = 19$) es [Ar] $4s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $4s$, se transforma en el ion K^+ cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Cl ($Z = 17$) es [Ne] $3s^2\ 3p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $3p$ se transforma en el ion Cl^- cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ca ($Z = 20$) es [Ar] $4s^2$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentra situados en el orbital $4s$, se transforma en el ion Ca^{2+} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del S ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$ y, si capta dos electrones y completa el subnivel $3p$ se transforma en el ion S^{2-} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ba ($Z = 56$) es [Xe] $6s^2$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentra situados en el orbital $6s$, se transforma en el ion Ba^{2+} cuya configuración electrónica es [Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^6$.

Descartando al Ba^{2+} que, por tener más capas electrónicas, tiene un tamaño superior que el resto de las especies catiónicas propuestas, se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, en este caso, [Ne] $3s^2\ 3p^6$, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z.

De acuerdo con lo expuesto, de las especies propuestas, el menor radio le corresponde al Ca^{2+}.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios iónicos (pm) son:

$$Ca^{2+}\ (99) < K^{+}\ (133) < Ba^{2+}\ (135) < Cl^{-}\ (181) < S^{2-}\ (184)$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.17. Ordene de mayor a menor el tamaño de los siguientes átomos: Sc, Ba y Se.
a) Ba > Se >Sc
b) Ba >Sc > Se
c) Sc > Ba > Se
d) Sc > Se > Ba

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:

- Sc ($Z = 21$) → [Ar] $4s^2\ 3d^1$
- Se ($Z = 34$) → [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^4$
- Ba ($Z = 56$) → [Xe] $6s^2$

Al tratarse de elementos de diferentes periodos, Ba ($n = 6$), Sc y Se ($n = 4$), el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas, por lo que el Ba es el que tiene mayor tamaño de los tres.

Respecto a los otros dos elementos del mismo periodo Sc y Se, es la carga nuclear efectiva, Z_{ef}, el factor determinante del tamaño. En un periodo, esta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico lo que determina que la atracción nuclear sea mayor, por lo que el Sc tiene mayor tamaño que Se.

Los elementos propuestos ordenados de mayor a menor radio:

Ba > Sc > Se

Consultando la bibliografía se confirma que los radios atómicos (pm) son:

Ba (222) > Sc (162) > Se (116)

La respuesta correcta es la **b**.

2.18. De los siguientes átomos e iones: Ar, S^{2-}, Cl^{-}, K^{+} y Ca^{2+}, se puede afirmar que:
a) Todos tienen el mismo radio porque son isoelectrónicos.
b) Su radio varía en el siguiente orden: $S^{2-} > Cl^{-} > Ar > K^{+} > Ca^{2+}$.
c) Su radio varía en el siguiente orden: $Ca^{2+} > K^{+} > Ar > Cl^{-} > S^{2-}$.
d) Ninguna de las afirmaciones anteriores es verdadera.

(O.Q.L. Baleares 2005) (O.Q.L. Málaga 2019)

- La configuración electrónica abreviada del S ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$ y, si capta dos electrones y completa el subnivel $3p$, se transforma en el ion S^{2-} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.
- La configuración electrónica abreviada del Cl ($Z = 17$) es [Ne] $3s^2\ 3p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $3p$, se transforma en el ion Cl^{-} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.
- La configuración electrónica abreviada del K ($Z = 19$) es [Ar] $4s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $4s$, se transforma en el ion K^{+} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.
- La configuración electrónica abreviada del Ca ($Z = 20$) es [Ar] $4s^2$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados en el orbital $4s$, se transforma en el ion Ca^{2+} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.
- La configuración electrónica abreviada del Ar ($Z = 18$) es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, en este caso, [Ne] $3s^2\ 3p^6$, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento, lo que

hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z.

De acuerdo con lo expuesto, la ordenación correcta para las especies iónicas es:

$$S^{2-} > Cl^{-} > K^{+} > Ca^{2+}$$

▪ Existe un problema al incluir aquí al elemento argón ya que, se está comparando una especie atómica cuyo radio es un valor estimado, con especies iónicas, cuyos valores se han determinado experimentalmente mediante medidas en redes cristalinas.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:

$$S^{2-}\ (184) > Cl^{-}\ (181) > K^{+}\ (138) > Ca^{2+}\ (100) > Ar\ (98)$$

La respuesta correcta es la **d**.

(En la cuestión propuesta en Murcia 2002 se realiza una pregunta similar sin incluir el Ar).

2.19. Una de las afirmaciones que se ofrecen es falsa:
a) El radio de un ion positivo se llama radio catiónico.
b) Si el átomo de un elemento pasa a ser un ion negativo su radio disminuye.
c) La atracción entre iones positivos y negativos da lugar a los compuestos iónicos.
d) La captación de electrones por un átomo neutro da lugar a la formación de un anión.

(O.Q.L. Castilla y León 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

Si un átomo capta electrones y se transforma en un ion negativo aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva. E motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor, motivo por el que el radio del anión es mayor que el del átomo del que procede.

La respuesta correcta es la **b**.

2.20. Señale la opción correcta para el orden creciente del radio de los iones:
a) $Be^{2+} < Li^{+} < Na^{+} < K^{+}$
b) $Be^{2+} < Na^{+} < Li^{+} < K^{+}$
c) $Li^{+} < Na^{+} < K^{+} < Be^{2+}$
d) $Na^{+} < K^{+} < Be^{2+} < Li^{+}$

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Galicia 2013) (O.Q.N. Salamanca 2018)

▪ La configuración electrónica abreviada del Li ($Z = 3$) es [He] $2s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $2s$, se transforma en el ion Li^{+} cuya configuración electrónica es $1s^2$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Be ($Z = 4$) es [He] $2s^2$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados en el orbital $2s$, se transforma en el ion Be^{2+} cuya configuración electrónica es $1s^2$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $3s$, se transforma en el ion Na^{+} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del K ($Z = 19$) es [Ar] $4s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $4s$, se transforma en el ion K^{+} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

Las dos primeras especies propuestas, Li^{+} y Be^{2+}, son las que tienen menor radio ya que tienen una única capa electrónica y, de ellas, la menor es el Be^{2+} por tener mayor carga nuclear efectiva.

Las dos restantes, Na^{+} y K^{+}, tienen la misma carga nuclear efectiva y, de ellas, la de menor radio es el Na^{+} por tener menos capas electrónicas.

De acuerdo con lo expuesto, para las especies propuestas, el orden creciente de radios iónicos es:

$Be^{2+} < Li^{+} < Na^{+} < K^{+}$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios iónicos (pm) son:

Be^{2+} (27) < Li^{+} (59) < Na^{+} (99) < K^{+} (138)

La respuesta correcta es la **a**.

2.21. Si se habla de tamaños atómicos, elija la opción cuyo orden sea incorrecto.
a) Cs > Fe > He
b) $F^{-} > Cr^{6+} > Mn^{7+}$
c) Ti > Fe > Zn
d) Be < Ca < Ba
e) $Na^{+} < Ne < F^{-}$

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.L. Galicia 2014)

El radio de una especie química aumenta con el número de capas electrónicas, n, y al disminuir la carga nuclear Z.

a) Correcto. Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

- He ($Z = 2$) → $1s^2$
- Fe ($Z = 26$) → [Ar] $4s^2\ 3d^6$
- Cs ($Z = 55$) → [Xe] $6s^1$

En este caso, el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas que es muy diferente en los tres elementos propuestos. He ($n = 1$) muy pequeño, Fe ($n = 4$) de mayor tamaño y, Cs ($n = 6$) el más voluminoso.

El orden decreciente de radios (pm) es:

Cs > Fe > He

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:

Cs (248) > Fe (126) > He (50)

b) Correcto. Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

- F ($Z = 9$) → [He] $2s^2\ 2p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $2p$, se transforma en el ion F^{-} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.
- Cr ($Z = 24$) → [Ar] $4s^1\ 3d^5$ y, si cede los seis electrones más alejados del núcleo que se encuentran en los orbitales $4s$ y $3d$, se transforma en el ion Cr^{6+} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.
- Mn ($Z = 25$) → [Ar] $4s^2\ 3d^5$ y, si cede los siete electrones más alejados del núcleo que se encuentran en los orbitales $4s$ y $3d$, se transforma en el ion Mn^{7+} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

En este caso, se tiene un anión (F^{-}) que aumenta su radio al captar un electrón y dos cationes (Cr^{6+} y Mn^{7+}) que, por el contrario, disminuyen considerablemente su radio al perder seis y siete electrones, respectivamente. De los dos cationes, que son isoelectrónicos y, por ello, tienen la misma constante de apantallamiento, es Mn^{7+} el que tiene menor radio por tener mayor carga nuclear Z.

El orden decreciente de radios es:

$F^{-} > Cr^{6+} > Mn^{7+}$

c) **Incorrecto**. Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

- Ti ($Z = 22$) → [Ar] $4s^2\ 3d^2$
- Fe ($Z = 26$) → [Ar] $4s^2\ 3d^6$
- Zn ($Z = 30$) → [Ar] $4s^2\ 3d^{10}$

En este caso, se trata de elementos del mismo periodo, por lo que el factor determinante del tamaño es la carga nuclear efectiva que aumenta al aumentar Z y, que hace disminuir el radio conforme se avanza por el bloque d. No obstante, al ir poblándose el subnivel con más electrones hasta llegar al Zn, con el subnivel completamente lleno, aumentan las repulsiones interelectrónicas que hacen que el radio aumente de forma anómala.

El orden decreciente de radios (pm) es:

$$\text{Ti} > \text{Zn} > \text{Fe}$$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:

$$\text{Ti}\ (147) > \text{Zn}\ (134) > \text{Fe}\ (126)$$

d) Correcto. Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

- Be $(Z = 4) \rightarrow$ [He] $2s^2$
- Ca $(Z = 20) \rightarrow$ [Ar] $4s^2$
- Ba $(Z = 56) \rightarrow$ [Xe] $6s^2$

En este caso, se trata de elementos del mismo grupo, por lo que el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas, Be $(n = 2)$, Ca $(n = 4)$ y Ba $(n = 6)$, que determina que sea mayor el radio en el que más capas electrónicas presente.

El orden creciente de radios (pm) es:

$$\text{Be} > \text{Ca} > \text{Ba}$$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:

$$\text{Be}\ (112) < \text{Ca}\ (197) < \text{Ba}\ (222)$$

e) **Incorrecto**. Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

- F $(Z = 9) \rightarrow$ [He] $2s^2\ 2p^5$ y si capta un electrón y, completa el subnivel $2p$, se transforma en el ion F^- cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.
- Ne $(Z = 10) \rightarrow$ [He] $2s^2\ 2p^6$
- Na $(Z = 10) \rightarrow$ [Ne] $3s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra en el orbital $3s$, se transforma en el ion Na^+ cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, en este caso, [Ne] $2s^2\ 2p^6$, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z.

Existe un problema al incluir aquí al elemento neón ya que, se está comparando una especie atómica cuyo radio es un valor estimado, con especies iónicas, cuyos valores se han determinado experimentalmente mediante medidas en redes cristalinas.

El orden decreciente de radios es:

$$F^- > Na^+ > \text{Ne}$$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:

$$F^-\ (133) > Na^+\ (99) > \text{Ne}\ (69)$$

Las respuestas correctas son **c** y **e**.

2.22. Ordene, en orden creciente, los radios de los siguientes iones isoelectrónicos: Na^+, O^{2-}, F^- y Mg^{2+}:
a) F^-, Mg^{2+}, O^{2-}, Na^+
b) Mg^{2+}, Na^+, F^-, O^{2-}
c) O^{2-}, F^-, Na^+, Mg^{2+}
d) Na^+, Mg^{2+}, F^-, O^{2-}

(O.Q.L. Murcia 2007) (O.Q.L. Preselección Valencia 2015) (O.Q.N. Santander 2019)

▪ La configuración electrónica abreviada del F ($Z = 9$) es [He] $2s^2\ 2p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $2p$, se transforma en el ion F^- cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del O ($Z = 8$) es [He] $2s^2\ 2p^4$ y, si capta dos electrones y completa el subnivel $2p$, se transforma en el ion O^{2-} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $3s$, se transforma en el ion Na^+ cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) es [Ne] $3s^2$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados en el orbital $3s$, se transforma en el ion Mg^{2+} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, en este caso, [Ne] $2s^2\ 2p^6$, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z.

Para las especies propuestas, el orden creciente correcto de radios es:

$$Mg^{2+} < Na^+ < F^- < O^{2-}$$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:

$$Mg^{2+}\ (72) < Na^+\ (99) < F^-\ (133) < O^{2-}\ (140)$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.23. Los números atómicos de cuatro elementos son 9, 17, 35 y 53. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?
1) Los elementos pertenecen al mismo grupo de la tabla periódica.
2) Los elementos pertenecen a un mismo periodo.
3) Sus radios crecen desde el 9 hasta el 53.
4) Su carácter oxidante crece desde el 9 hasta el 53.
5) Su carácter es eminentemente no metálico.
a) 1 y 2
b) 1 y 3
c) 1, 4 y 5
d) 1, 3 y 5
e) 2 y 4

(O.Q.N. Castellón 2008)

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:

▪ Elemento $Z = 9 \rightarrow$ [He] $2s^2\ 2p^5$

▪ Elemento $Z = 17 \rightarrow$ [Ne] $3s^2\ 3p^5$

▪ Elemento $Z = 35 \rightarrow$ [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$

▪ Elemento $Z = 53 \rightarrow$ [Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^5$

1) **Correcto**. Los cuatro elementos propuestos tienen 7 electrones de valencia (s^2p^5) por lo que pertenecen al grupo 17 (halógenos).

2) Incorrecto. El diferente valor máximo de n para los cuatro elementos propuestos indica que pertenecen a diferentes periodos de la tabla periódica.

3) **Correcto**. Los radios de los cuatro elementos propuestos crecen desde el elemento con $Z = 9$ al elemento con $Z = 53$ ya que cada elemento posee más capas electrónicas que el anterior.

4) Incorrecto. El carácter oxidante de los elementos de un mismo grupo decrece al aumentar el número atómico ya que, a pesar de tener la misma carga nuclear efectiva, la atracción del núcleo para incorporar electrones y reducirse disminuye la aumentar el tamaño de los átomos.

5) **Correcto**. Los cuatro elementos propuestos poseen un elevado carácter no metálico ya que al tener siete electrones de valencia tienen una elevada tendencia a captar un electrón y formar un anión X^- con una configuración electrónica muy estable.

La respuesta correcta es la **d**.

2.24. ¿Cuál de las siguientes propuestas es verdadera?
a) El radio atómico del sodio es mayor que el radio atómico del rubidio.
b) El radio atómico del rubidio es menor que el radio atómico del magnesio.
c) El radio iónico del litio monovalente positivo es menor que el radio atómico del litio.
d) El radio del ion cloruro es menor que el radio atómico del cloro.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:

- Na ($Z = 11$) $\rightarrow$ [Ne] $3s^1$
- Mg ($Z = 12$) $\rightarrow$ [Ne] $3s^2$
- Rb ($Z = 37$) $\rightarrow$ [Kr] $5s^1$
- Li ($Z = 3$) $\rightarrow$ [He] $2s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $2s$, se transforma en el ion Li^+ cuya configuración electrónica es $1s^2$.
- Cl ($Z = 17$) $\rightarrow$ [Ne] $3s^2\ 3p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $3p$, se transforma en el ion Cl^- cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

a) Falso. Los elementos sodio y rubidio tienen 1 electrón de valencia (s^1) por lo que pertenecen al grupo 1 (alcalinos). Esto quiere decir que el factor determinante del tamaño es su número de capas electrónicas, por tanto, el Rb ($n = 5$) tiene mayor radio que el Na ($n = 3$).

b) Falso. Aunque la carga nuclear efectiva del magnesio es algo mayor que la del rubidio, este tiene mayor radio ya que tiene mayor número de capas electrónicas.

c) **Verdadero**. Al disminuir el número de electrones disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por tanto, el radio del ion litio es menor que el del átomo de litio.

d) Falso. Al aumentar el número de electrones aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por tanto, el radio del ion cloruro es mayor que el del átomo de cloro.

La respuesta correcta es la **c**.

2.25. ¿Para cuál de los siguientes átomos se cumple que el radio de su ion más frecuente es menor que su radio atómico?
a) Cloro
b) Nitrógeno
c) Sodio
d) Azufre

(O.Q.L. Murcia 2009)

▪ En los no metales, al formar un ion negativo (anión) aumenta el número de electrones y, con ello, aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por tanto, el radio del anión es mayor que el del átomo neutro.

Los elementos cloro, nitrógeno y azufre son no metales y tienden a formar aniones estables, Cl^-, N^{3-} y S^{2-}, respectivamente, que tienen mayor radio que los átomos neutros.

▪ Por el contrario, en los metales, al formar un ion positivo (catión) disminuye el número de electrones y, con ello, disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por tanto, el radio del catión es menor que el del átomo neutro.

El elemento sodio es un metal y tiende a formar el catión estable, Na^+, que tiene menor radio que el átomo neutro.

La respuesta correcta es la **c**.

2.26. ¿Cuál es el orden correcto de tamaños para la siguiente serie de especies?
a) $Ca^{2+} < K^+ < Ar < Cl^- < S^{2-}$
b) $Ca^{2+} < Cl^- < K^+ < S^{2-} < Ar$
c) $Cl^- < K^+ < Ca^{2+} < Ar < S^{2-}$
d) $K^+ < Cl^- < Ca^{2+} < Ar < S^{2-}$
e) $Ca^{2+} > K^+ > Ar > Cl^- > S^{2-}$
f) $Ar > Cl^- > S^{2-} > < K^+ > Ca^{2+}$
g) $Ar > K^+ > Ca^{2+} > Cl^- > S^{2-}$

(O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. Asturias 2012) (La Rioja 2012) (La Rioja 2019)

▪ La configuración electrónica abreviada del S ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$ y, si capta dos electrones y completa el subnivel $3p$, se transforma en el ion S^{2-} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Cl ($Z = 17$) es [Ne] $3s^2\ 3p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $3p$, se transforma en el ion Cl^- cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del K ($Z = 19$) es [Ar] $4s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $4s$, se transforma en el ion K^+ cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ca ($Z = 20$) es [Ar] $4s^2$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados en el orbital $4s$, se transforma en el ion Ca^{2+} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ar ($Z = 18$) es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, en este caso, [Ne] $3s^2\ 3p^6$, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z.

▪ Existe un problema al incluir aquí al elemento argón ya que, se está comparando una especie atómica cuyo radio es un valor estimado, con especies iónicas, cuyos valores se han determinado experimentalmente mediante medidas en redes cristalinas. Además, existe el problema adicional de que los radios del Ar y del Ca^{2+} son muy próximos.

De acuerdo con lo expuesto, la ordenación correcta para las especies propuestas es:

$$S^{2-} > Cl^- > K^+ > Ca^{2+} > Ar$$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:

$$S^{2-}\ (184) > Cl^-\ (181) > K^+\ (138) > Ca^{2+}\ (100) > Ar\ (98)$$

Atendiendo a los valores de la bibliografía, ninguna de las ordenaciones propuestas es correcta. Si no se tiene en cuenta al Ar, la respuesta correcta sería la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Baleares 2005 y en La Rioja 2009 se pide ordenación creciente y en Asturias 2012 no figuran S^{2-} y Ca^{2+}. En Madrid 2009 se pide el orden en el que disminuyen).

2.27. Considerando el tamaño de las especies H^+ (protón), H^- (ion hidruro) y H (hidrógeno atómico), ¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) El radio del protón es mayor que el del hidrógeno atómico.
b) El radio del ion hidruro es menor que el del protón.
c) El radio del hidrógeno atómico es menor que el del ion hidruro.
d) Todos los tamaños son iguales.

(O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. Cantabria 2015)

Las tres especies de hidrógeno tienen igual número de protones en su núcleo, pero diferente constante de apantallamiento. Esta es mínima en el protón y máxima en el ion hidruro, por lo que la carga nuclear efectiva será máxima en el protón y mínima en el ion hidruro. Por tanto, el orden creciente de tamaños es:

$$H^+ < H < H^-$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.28. En relación con el volumen atómico de los elementos, deduzca cuál de las siguientes propuestas es verdadera:
a) El volumen atómico es constante en un periodo porque el número cuántico principal es constante.
b) Cuanto mayor es el número atómico en un grupo menor es el volumen atómico.
c) Aumenta en un grupo al aumentar el número atómico.
d) Disminuye con el aumento de la temperatura.

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

El volumen de elemento aumenta en un:

- grupo con el número de capas electrónicas, n, y el número atómico, Z.
- periodo al disminuir la carga nuclear efectiva.

La respuesta correcta es la **c**.

2.29. Cuando los átomos Ba, Cs, Mg y Na se ordenan según tamaño, en orden creciente, ¿cuál es la serie correcta?
a) Cs < Na < Mg < Ba
b) Mg < Na < Ba < Cs
c) Mg < Ba < Na < Cs
d) Ba < Mg < Na < Cs

(O.Q.L. La Rioja 2010)

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:

- Na $(Z = 11) \rightarrow$ [Ne] $3s^1$
- Mg $(Z = 12) \rightarrow$ [Ne] $3s^2$
- Cs $(Z = 55) \rightarrow$ [Xe] $6s^1$
- Ba $(Z = 56) \rightarrow$ [Xe] $6s^2$

Al tratarse de elementos de diferentes periodos, Ba y Cs ($n = 6$) y Mg y Na ($n = 3$), el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas, por tanto, Ba y Cs, tienen mayor tamaño que Mg y Na.

Para los elementos de un mismo periodo, la carga nuclear efectiva es el factor determinante del tamaño, siendo esta mayor en el elemento que tiene mayor número atómico, lo que hace que la atracción nuclear sea mayor y el tamaño sea menor, por tanto, Ba tiene menor tamaño que Cs y Mg menor que Na.

Atendiendo los criterios expuestos, el orden creciente de tamaños atómicos es:

Mg < Na < Ba < Cs

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:

Mg (160) < Na (186) < Ba (222) < Cs (265)

La respuesta correcta es la **b**.

2.30. Ordene los átomos Li, Be, B y Na de menor a mayor radio atómico:
a) Li, Be, B, Na
b) Li, Na, B, Be
c) Na, Li, Be, B
d) B, Be, Li, Na

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.L. Sevilla 2018)

▪ El radio en un periodo decrece a medida que aumenta la carga nuclear Z y, con ella, la carga nuclear efectiva. Esta es mínima al principio del periodo (grupo 1, alcalinos) y máxima al final (grupo 18, gases nobles).

▪ El radio en un grupo crece a medida que aumenta el número de capas electrónicas, n.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Li	Be	B	Na
Z	3	4	5	11
n	2	2	2	3

Separando al Na que se encuentra en el periodo $n = 3$, por lo que le corresponde el mayor radio, de los tres elementos restantes, el más grande será el Li que tiene menor carga nuclear ($Z = 3$) y el más pequeño será el B con mayor carga nuclear ($Z = 5$).

El orden creciente de radios atómicos es (pm):

B < Be < Li < Na

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios atómicos (pm) son:

B (83) < Be (112) < Li (152) < Na (186)

La respuesta correcta es la **d**.

2.31. El nitrógeno tiene número atómico igual a 7, luego se puede afirmar que el ion nitruro, N^{3-}, tiene:
a) Un número atómico igual a 10.
b) Tres electrones desapareados.
c) El número atómico igual a 7.
d) Un radio menor que el átomo de nitrógeno neutro.

(O.Q.L. Castilla y León 2011) (O.Q.L. Castilla y León 2016)

a) Falso. El número atómico de un elemento viene dado por el número de protones de su núcleo y no cambia, aunque capte o ceda electrones.

b) Falso. La configuración electrónica del nitrógeno ($Z = 7$) es [He] $2s^2\ 2p^3$ y, si capta tres electrones y completa el subnivel $2p$, se transforma en N^{3-} y adquiere configuración electrónica muy estable de gas noble [He] $2s^2\ 2p^6$. Le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$ sin electrones desapareados.

$2s$	$2p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

c) **Verdadero**. El número atómico coincide con el número de protones, que es el mismo que el de electrones. Este último cambia cuando se forma el ion.

d) Falso. Al formarse un ion negativo (anión) aumenta el número de electrones y, con ello, aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por tanto, el radio del anión es mayor que el del átomo neutro.

La respuesta correcta es la **c**.

2.32. En los siguientes iones, ¿cuál es la clasificación correcta según el orden decreciente de tamaño?
a) S^{2-}, Br^{-}, K^{+}, Ca^{2+}
b) Br^{-}, S^{2-}, K^{+}, Ca^{2+}
c) K^{+}, Ca^{2+}, S^{2-}, Br^{-}
d) Ca^{2+}, K^{+}, S^{2-}, Br^{-}

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

▪ La configuración electrónica abreviada del S ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$ y, si capta dos electrones y completa el subnivel $3p$, se transforma en el ion S^{2-} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del K ($Z = 19$) es [Ar] $4s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $4s$, se transforma en el ion K^{+} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ca ($Z = 20$) es [Ar] $4s^2$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados en el orbital $4s$, se transforma en el ion Ca^{2+} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Br ($Z = 35$) es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $4p$, se transforma en el ion Br^{-} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$.

Br^{-} es la especie de mayor tamaño de todas las propuestas, ya que, el bromo es un elemento del cuarto periodo, mientras que el resto son iones de elementos del tercer periodo y el tamaño de una especie crece conforme aumenta el número de capas electrónicas.

S^{2-}, K^{+} y Ca^{3+} son especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, en este caso, [Ne] $3s^2\ 3p^6$, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z.

De acuerdo con lo expuesto, el orden correcto de radios iónicos es:

$$Br^{-} > S^{2-} > K^{+} > Ca^{2+}$$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:

$$Br^{-}\ (196) > S^{2-}\ (184) > K^{+}\ (138) > Ca^{2+}\ (100)$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2009 y La Rioja 2009).

2.33. ¿Cuál de los siguientes iones tiene un radio más próximo al del ion litio, Li^{+}?
a) Na^{+}
b) Be^{2+}
c) Mg^{2+}
d) Al^{3+}

(O.Q.L. Madrid 2012) (O.Q.L. Galicia 2012)

El radio dentro de un periodo decrece a medida que aumenta la carga nuclear y, con ella, la carga nuclear efectiva. Esta es mínima al principio del periodo (grupo 1, alcalinos) y máxima al final (grupo 18, gases nobles).

El radio dentro de un grupo crece a medida que aumenta el número de capas electrónicas, n.

▪ La configuración electrónica abreviada del Li ($Z = 3$) es [He] $2s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $2s$, se transforma en el ion Li^+ cuya configuración electrónica es $1s^2$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Be ($Z = 4$) es [He] $2s^2$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados en el orbital $2s$, se transforma en el ion Be^{2+} cuya configuración electrónica es $1s^2$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $3s$, se transforma en el ion Na^+ cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) es [Ne] $3s^2$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados en el orbital $3s$, se transforma en el ion Mg^{2+} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Al ($Z = 13$) es [Ne] $3s^2\ 3p^1$ y, si cede los tres electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados en los orbitales $3s$ y $3p$, se transforma en el ion Al^{3+} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

El ion Na^+ es mucho más grande que el ion Li^+ ya que tiene una capa electrónica más que el ion Li^+ y una carga nuclear similar.

El ion Al^{3+} es más pequeño que el ion Li^+ ya que, aunque tiene una capa electrónica más que el ion Li^+, tiene una carga nuclear mucho mayor.

Se podría pensar que el radio del ion Be^{2+} sería el más cercano al del ion Li^+, sin embargo, tener elevada carga nuclear hace que su tamaño se reduzca considerablemente.

El ion Mg^{2+} es el que tiene un tamaño similar al del ion Li^+ ya que, aunque tiene una capa electrónica más, este efecto queda compensado por tener una carga nuclear mayor, aunque no tan alta como la del Al^{3+}.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios iónicos (pm) son:

$$Na^+\ (97) < Li^+\ (68) < Mg^{2+}\ (66) < Al^{3+}\ (51) < Be^{2+}\ (31)$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.34. Las siguientes especies están ordenadas por tamaño creciente. Indique el orden correcto:
a) $Na^+ < Mg^{2+} < Al^{3+} < F^- < O^{2-} < N^{3-}$
b) $N^{3-} < O^{2-} < F^- < Al^{3+} < Mg^{2+} < Na^+$
c) $Al^{3+} < Mg^{2+} < Na^+ < F^- < O^{2-} < N^{3-}$
d) $Na^+ < Mg^{2+} < Al^{3+} < N^{3-} < F^- < O^{2-}$
e) $Al^{3+} < Mg^{2+} < Na^+ < F^- = O^{2-} = N^{3-}$

(O.Q.L. Valencia 2012)

▪ La configuración electrónica abreviada del N ($Z = 7$) es [He] $2s^2\ 2p^3$ y, si capta tres electrones y completa el subnivel $2p$, se transforma en el ion N^{3-} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del O ($Z = 8$) es [He] $2s^2\ 2p^4$ y, si capta dos electrones y completa el subnivel $2p$, se transforma en el ion O^{2-} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del F ($Z = 9$) es [He] $2s^2\ 2p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $2p$, se transforma en el ion F^- cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $3s$, se transforma en el ion Na^+ cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) es [Ne] $3s^2$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados en el orbital $3s$, se transforma en el ion Mg^{2+} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Al ($Z = 13$) es [Ne] $3s^2\ 3p^1$ y, si cede los tres electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados en los orbitales $3s$ y $3p$, se transforma en el ion Al^{3+} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, en este caso, [He] $2s^2\ 2p^6$, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z.

De acuerdo con lo expuesto, las especies iónicas ordenadas por tamaño creciente son:

$$Al^{3+} < Mg^{2+} < Na^{+} < F^{-} < O^{2-} < N^{3-}$$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios iónicos (pm) son:

$$Al^{3+}\ (51) < Mg^{2+}\ (66) < Na^{+}\ (97) < F^{-}\ (133) < O^{2-}\ (140) < N^{3-}\ (171)$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.35. El radio covalente del fósforo es 0,11 nm. ¿Cuál será el radio covalente del cloro?
a) 0,50 nm
b) 0,10 nm
c) 0,15 nm
d) 0,20 nm

(O.Q.L. Castilla y León 2013) (O.Q.L. Castilla y León 2020)

El radio dentro de un periodo decrece a medida que aumenta la carga nuclear y, con ella, la carga nuclear efectiva. Esta es mínima al principio del periodo (grupo 1, alcalinos) y máxima al final (grupo 18, gases nobles).

De acuerdo con esto, el radio atómico covalente del cloro ($Z = 17$) debe ser menor que el del fósforo ($Z = 15$).

Teniendo en cuenta los valores propuestos y la afirmación anterior, el radio covalente del cloro debe ser 0,10 nm.

La respuesta correcta es la **b**.

2.36. ¿Qué átomo tiene el mayor radio atómico?
a) S
b) Cl
c) Se
d) Br

(O.Q.L. Madrid 2013)

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:

- S ($Z = 16$) → [Ne] $3s^2\ 3p^4$
- Cl ($Z = 17$) → [Ne] $3s^2\ 3p^5$
- Se ($Z = 34$) → [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^4$
- Br ($Z = 35$) → [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$

Al tratarse de elementos de diferentes periodos, Br y Se ($n = 4$) y S y Cl ($n = 3$), el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas, por tanto, Br y Se, tienen mayor tamaño que S y Cl.

Para los elementos de un mismo periodo, la carga nuclear efectiva es el factor determinante del tamaño, siendo esta mayor en el elemento que tiene mayor número atómico, lo que hace que la atracción nuclear sea mayor y el tamaño sea menor, por tanto, Br tiene menor tamaño que Se y Cl menor que S.

De acuerdo con lo expuesto, de los elementos propuestos, el mayor radio le corresponde al Se.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:

$$\text{Se (116)} < \text{Br (114)} < \text{S (102)} < \text{Cl (99)}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.37. Dados los elementos Ca y S, se puede decir que:
a) El número de electrones de Ca^{2+} y S^{2-} es el mismo.
b) El radio del Ca^{2+} es mayor que el del S^{2-}.
c) El número de protones de ambos iones es el mismo.
d) El radio del Ca es menor que el del S.

(O.Q.L. Extremadura 2014)

▪ La configuración electrónica abreviada del Ca ($Z = 20$) es [Ar] $4s^2$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados en el orbital $4s$, se transforma en el ion Ca^{2+} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del S ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$ y, si capta dos electrones y completa el subnivel $3p$, se transforma en el ion S^{2-} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

a) **Verdadero**. Ca^{2+} y S^{2-} son especies que tienen la misma configuración electrónica, [Ne] $3s^2\ 3p^6$, que se denominan isoelectrónicas, y que tienen el mismo número de electrones.

b) Falso. Las dos especies tienen la misma constante de apantallamiento, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z. Por tanto, el radio del S^{2-} es mayor que el del Ca^{2+}.

c) Falso. Si se trata de elementos diferentes, aunque sean iones, no pueden tener igual número de protones.

d) Falso. El radio del Ca es mayor que el del S ya que el calcio tiene una capa electrónica más.

La respuesta correcta es la **a**.

2.38. Sobre los tamaños atómicos indique qué propuesta es incorrecta:
a) El radio del ion fluoruro es mayor que el correspondiente al átomo en estado neutro.
b) El radio atómico del sodio es mayor que el radio iónico del sodio.
c) Las especies P^{3-}, S^{2-} y Cl^- son isoelectrónicas, luego tienen el mismo tamaño.
d) Los gases nobles son los elementos más pequeños de cada periodo de la tabla periódica.
e) Entre los elementos no radiactivos, el cesio es más voluminoso que existe en la naturaleza.

(O.Q.L. Valencia 2014) (O.Q.L. Valencia 2015) (O.Q.L. Valencia 2017) (O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

a) Correcto. La configuración electrónica abreviada del F ($Z = 9$) es [He] $2s^2\ 2p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $2p$, se transforma en el ion F^- cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

Al aumentar el número de electrones aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por tanto, el radio del ion fluoruro es mucho mayor que el del átomo de flúor.

b) Correcto. La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $3s$, se transforma en el ion Na^+ cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

Al disminuir el número de electrones disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por tanto, el radio del átomo sodio es mucho mayor que el del ion sodio.

c) **Incorrecto**. Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, en este caso, [Ne] $3s^2\ 3p^6$, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en

el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z.

d) Correcto. Dentro de un mismo periodo, el factor determinante del tamaño es la carga nuclear efectiva. Esta es mínima al principio del periodo (grupo 1, alcalinos) y máxima al final (grupo 18, gases nobles),

e) Correcto. El radio crece en un grupo al aumentar el número de capas y, en el grupo 1 (alcalinos) el francio tiene una capa más que el cesio, pero se trata de un elemento que es radiactivo, es decir, inestable.

La respuesta correcta es la **c**.

2.39. El orden de radios atómicos entre estas parejas es:
a) O > Se
b) Ca < Br
c) Ba > F
d) Ra < Cl

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	O	Se	Ca	Br	Ba	F	Ra	Cl
Z	8	34	20	35	56	9	88	17
Config. Elect. Externa	$2s^2\ 2p^4$	$4s^2\ 4p^4$	$4s^2$	$4s^2\ 4p^5$	$6s^2$	$2s^2\ 2p^5$	$7s^2$	$3s^2\ 3p^5$
Z_{ef} (aprox.)	6	6	2	7	2	7	2	7
n	2	3	4	4	6	2	7	3

a) Falso. Siendo elementos del mismo grupo, el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas O ($n = 2$) y Se ($n = 4$), por lo que O tiene menor radio que Se.

b) Falso. Siendo elementos de un mismo periodo, el factor determinante del tamaño es la carga nuclear efectiva. Esta es mínima al principio del periodo (grupo 1, alcalinos) y máxima al final (grupo 18, gases nobles), por lo que el Ca tiene mayor radio que el Br.

c) **Verdadero**. Siendo elementos de diferente grupo y periodo, hay que tener en cuenta ambos factores para determinar el tamaño del átomo. De acuerdo con los valores de n y Z_{ef}, del Ba (6 y 2) y F (2 y 7), el radio del Ba es mucho mayor que el del F.

d) Falso. Es un caso similar al propuesto en el apartado anterior, se trata de elementos de diferente grupo y periodo, por lo que hay tener en cuenta ambos factores para determinar el tamaño del átomo. De acuerdo con los valores de n y Z_{ef}, del Ra (7 y 2) y del Cl (3 y 7), el radio del Ra es mayor que el del Cl.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:

O (73) < Se (116) Ca (197) > Br (114) Ba (222) > F (72) Ra (222) > Cl (99)

La respuesta correcta es la **c**.

2.40. Indique cuál de las siguientes especies químicas tiene mayor radio:
a) Ion cloruro
b) Ion potasio
c) Átomo de argón
d) Ion sulfuro
e) Ion calcio

(O.Q.L. Sevilla 2014)

▪ La configuración electrónica abreviada del Cl ($Z = 17$) es [Ne] $3s^2\ 3p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $3p$, se transforma en el ion Cl^- cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del K ($Z = 19$) es [Ar] $4s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $4s$, se transforma en el ion K^+ cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ca ($Z = 20$) es [Ar] $4s^2$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados en el orbital $4s$, se transforma en el ion Ca^{2+} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del S ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$ y, si capta dos electrones y completa el subnivel $3p$, se transforma en el ion S^{2-} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, en este caso, [Ne] $3s^2\ 3p^6$, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z.

De acuerdo con lo expuesto, de las especies propuestas, el mayor radio le corresponde al ion sulfuro.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:

$$S^{2-}\ (184) > Cl^-\ (181) > K^+\ (133) > Ca^{2+}\ (100) > Ar\ (98)$$

▪ Existe un problema con el elemento argón y el ion calcio cuyos radios son muy próximos, ya que se está comparando una especie atómica cuyo radio es un valor estimado, con especies iónicas, cuyos valores se han determinado experimentalmente mediante medidas en redes cristalinas.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2001, Oviedo 2002, Luarca 2005 y otras).

2.41. Ordene los siguientes iones de menor a mayor radio iónico: K^+, Na^+, Mg^{2+} y Al^{3+}.
a) $Al^{3+} < Mg^{2+} < Na^+ < K^+$
b) $Na^+ < Mg^{2+} < Al^{3+} < K^+$
c) $K^+ < Mg^{2+} < Na^+ < Al^{3+}$
d) $Mg^{2+} < Al^{3+} < Na^+ < K^+$

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

▪ La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $3s$, se transforma en el ion Na^+ cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) es [Ne] $3s^2$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados en el orbital $3s$, se transforma en el ion Mg^{2+} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Al ($Z = 13$) es [Ne] $3s^2\ 3p^1$ y, si cede los tres electrones más alejados del núcleo los que se encuentran situados en los orbitales $3s$ y $3p$, se transforma en el ion Al^{3+} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, en este caso, [He] $2s^2\ 2p^6$, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z.

▪ La configuración electrónica abreviada del K ($Z = 19$) es [Ar] $4s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $4s$, se transforma en el ion K^+ cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

Este ion tiene mayor radio que los anteriores ya que, procede de un elemento del 4º periodo.

De acuerdo con lo expuesto, para los iones propuestos, el orden correcto de los radios es:

$$Al^{3+} < Mg^{2+} < Na^+ < K^+$$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios iónicos (pm) son:

$$Al^{3+}\ (51) < Mg^{2+}\ (66) < Na^+\ (97) < K^+\ (133)$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.42. Ordene de menor a mayor radio las siguientes especies químicas:
a) $Be^{2+} < S^{2-} < Ne < Be < S < Na$
b) $S^{2-} < Na < S < Be < Ne < Be^{2+}$
c) $Be^{2+} < Ne < Be < S < Na < S^{2-}$
d) $Ne < Be < S < Na < Be^{2+} < S^{2-}$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

El radio dentro de un periodo decrece a medida que aumenta la carga nuclear y, con ella, carga nuclear efectiva. Esta es mínima al principio del periodo (grupo 1, alcalinos) y máxima al final (grupo 18, gases nobles).

El radio dentro de un grupo crece a medida que aumenta el número de capas electrónicas, n.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ne ($Z = 10$) es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$.

▪ La configuración electrónica abreviada del S ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$ y, si capta dos electrones y completa el subnivel $3p$, se transforma en el ion S^{2-} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Be ($Z = 4$) es [He] $2s^2$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados en el orbital $2s$, se transforma en el ion Be^{2+} cuya configuración electrónica es $1s^2$.

Se puede escribir la siguiente tabla para los elementos propuestos:

Elemento	Be	Ne	Na	S
Z	4	10	11	16
n	2	2	3	3

Respecto a los radios de los átomos neutros, hay que distinguir entre los dos periodos, radios mayores para S y Na ($n = 3$) y, de ellos, es mayor el Na que tiene menor carga nuclear. Lo mismo se puede decir para Ne y Be ($n = 2$) y, de ambos, es mayor el Be por la misma razón.

Teniendo en cuenta que el radio de los cationes es sensiblemente inferior al de los átomos neutros debido al aumento de carga efectiva que se produce por la pérdida de electrones por parte de estos; mientras que con los aniones ocurre justamente lo contrario, el menor radio le corresponde al Be^{2+} que, además, tiene el menor valor de n; y el mayor radio al S^{2-} que, además, tiene el mayor valor de n.

De acuerdo con lo expuesto, para las especies propuestas, el orden creciente de radios es

$$Be^{2+} < Ne < Be < S < Na < S^{2-}$$

Consultando la bibliografía se comprueba que los valores de los radios (pm) son:

$$Be^{2+}\ (59) < Ne\ (69) < Be\ (90) < S\ (102) < Na\ (154) < S^{2-}\ (184)$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.43. ¿Cuál es la relación correcta entre los radios de estas especies?
a) $Na < Na^+;\ F < F^-$
b) $Na > Na^+;\ F > F^-$
c) $Na < Na^+;\ F > F^-$
d) $Na > Na^+;\ F < F^-$

(O.Q.L. Valencia 2016)

▪ La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $3s$, se transforma en el ion Na^+ cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

Al disminuir el número de electrones disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por tanto, se cumple que respecto a los radios, $Na > Na^+$.

▪ La configuración electrónica abreviada del F ($Z = 9$) es [He] $2s^2\ 2p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $2p$, se transforma en el ion F^- cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

Al aumentar el número de electrones aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por tanto, se cumple que respecto a los radios, $F < F^-$.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios atómicos e iónicos son:

$Na\ (186) > Na^+\ (99)$ $\qquad$ $F\ (72) < F^-\ (133)$

La respuesta correcta es la **d**.

2.44. Indique la serie en que los iones están dispuestos en orden creciente del radio iónico.
a) $Mg^{2+} < S^{2-} < Cl^- < K^+ < Ca^{2+}$
b) $Mg^{2+} < Ca^{2+} < K^+ < Cl^- < S^{2-}$
c) $S^{2-} < Cl^- < K^+ < Mg^{2+} < Ca^{2+}$
d) $S^{2-} < Mg^{2+} < Ca^{2+} < Cl^- < K^+$

(O.Q.L. Asturias 2017)

▪ La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) es [Ne] $3s^2$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados en el orbital $3s$, se transforma en el ion Mg^{2+} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del S ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$ y, si capta dos electrones y completa el subnivel $3p$, se transforma en el ion S^{2-} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Cl ($Z = 17$) es [Ne] $3s^2\ 3p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $3p$, se transforma en el ion Cl^- cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del K ($Z = 19$) es [Ar] $4s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentran situado en el orbital $4s$, se transforma en el ion K^+ cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ca ($Z = 20$) es [Ar] $4s^2$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados en el orbital $4s$, se transforma en el ion Ca^{2+} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

Los mayores radios corresponden a los aniones, que tienen ambos la misma configuración electrónica, en este caso, [Ne] $3s^2\ 3p^6$, por este motivo, tienen la misma constante de apantallamiento, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z. Por tanto, S^{2-} tiene mayor radio que Cl^-.

Respecto a los cationes, con K^+ y Ca^{2+}, ocurre los mismo que con S^{2-} y Cl^-, que se trata de especies isoelectrónicas. Por tanto, K^+ tiene mayor radio que Ca^{2+}. El menor radio le corresponde al Mg^{2+} ya que tiene una capa electrónica menos.

De acuerdo con lo expuesto, para las especies propuestas, el orden correcto por tamaño creciente es:

$Mg^{2+} < Ca^{2+} < K^+ < Cl^- < S^{2-}$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios iónicos (pm) son:

$Mg^{2+}\ (72) < Ca^{2+}\ (100) < K^+\ (138) < Cl^-\ (181) < S^{2-}\ (184)$

La respuesta correcta es la **b**.

2.45. ¿En cuál de las siguientes opciones los iones están dispuestos correctamente en orden creciente de tamaño?
a) $F^- < S^{2-} < Al^{3+} < Mg^{2+}$
b) $F^- < S^{2-} < Mg^{2+} < Al^{3+}$
c) $Mg^{2+} < F^- < Al^{3+} < S^{2-}$
d) $Al^{3+} < Mg^{2+} < F^- < S^{2-}$

(O.Q.N. El Escorial 2017)

▪ La configuración electrónica abreviada del F ($Z = 9$) es [He] $2s^2\ 2p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $2p$, se transforma en el ion F^- cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) es [Ne] $3s^2$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados en el orbital $3s$, se transforma en el ion Mg^{2+} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Al ($Z = 13$) es [Ne] $3s^2\ 3p^1$ y, si cede los tres electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados en los orbitales $3s$ y $3p$, se transforma en el ion Al^{3+} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del S ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$ y, si capta dos electrones y completa el subnivel $3p$, se transforma en el ion S^{2-} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

Los tres primeros iones son especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, en este caso, [He] $2s^2\ 2p^6$, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z.

El cuarto ion, S^{2-}, que es un anión con configuración electrónica de gas noble, tiene una capa electrónica más, por lo que será el tenga mayor tamaño de todos los propuestos.

De acuerdo con lo expuesto, para las especies propuestas, el orden correcto por tamaño creciente es:

$$Al^{3+} < Mg^{2+} < F^- < S^{2-}$$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios iónicos (pm) son:

$$Al^{3+}\ (51) < Mg^{2+}\ (66) < F^-\ (133) < S^{2-}\ (184)$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.46. Ordene de mayor a menor los tamaños de las siguientes especies: Na^+, Ne, O^{2-}, Mg^{2+} y F^-:
a) $F^- > Na^+ > Ne > O^{2-} > Mg^{2+}$
b) $Mg^{2+} > Na^+ > Ne > F^- > O^{2-}$
c) $O^{2-} > F^- > Na^+ > Ne > Mg^{2+}$
d) $Ne > O^{2-} > Mg^{2+} > F^- > Na^+$

(O.Q.L. Extremadura 2018)

▪ La configuración electrónica abreviada del O ($Z = 8$) es [He] $2s^2\ 2p^4$ y, si capta dos electrones y completa el subnivel $2p$, se transforma en el ion O^{2-} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del F ($Z = 9$) es [He] $2s^2\ 2p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $2p$, se transforma en el ion F^- cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ne ($Z = 10$) es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $3s$, se transforma en el ion Na^+ cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) es [Ne] $3s^2$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados en el orbital $3s$, se transforma en el ion Mg^{2+} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, en este caso, [He] $2s^2\ 2p^6$, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z.

De acuerdo con lo expuesto, las especies propuestas ordenadas por tamaño decreciente son:

$$O^{2-} > F^- > Na^+ > Mg^{2+} > Ne$$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios iónicos (pm) son:

$$O^{2-}\ (140) > F^-\ (133) > Na^+\ (99) > Mg^{2+}\ (72) > Ne\ (69)$$

Resulta problemático diferenciar los tamaños de Ne y Mg^{2+} que son muy próximos, esto se debe a que se está comparando una especie atómica cuyo radio es un valor estimado, con especies iónicas, cuyos valores se han determinado experimentalmente mediante medidas en redes cristalinas.

Ninguna respuesta es correcta.

(Esta cuestión se ha propuesto con más especies en Valencia 2003, 2005 y 2007).

2.47. Ordene los siguientes iones, Na^+, O^{2-}, Mg^{2+}, F^-, Al^{3+}, según los radios iónicos crecientes:
a) $F^- < O^{2-} < Al^{3+} < Mg^{2+} < Na^+$
b) $Al^{3+} < Mg^{2+} < Na^+ < O^{2-} < F^-$
c) $O^{2-} < F^- < Na^+ < Mg^{2+} < Al^{3+}$
d) $Al^{3+} < Mg^{2+} < Na^+ < F^- < O^{2-}$

(O.Q.L. La Rioja 2018)

▪ La configuración electrónica abreviada del O ($Z = 8$) es [He] $2s^2\ 2p^4$ y, si capta dos electrones y completa el subnivel $2p$, se transforma en el ion O^{2-} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del F ($Z = 9$) es [He] $2s^2\ 2p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $2p$, se transforma en el ion F^- cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $3s$, se transforma en el ion Na^+ cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) es [Ne] $3s^2$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados en el orbital $3s$, se transforma en el ion Mg^{2+} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Al ($Z = 13$) es [Ne] $3s^2\ 3p^1$ y, si cede los tres electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados en los orbitales $3s$ y $3p$, se transforma en el ion Al^{3+} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, en este caso, [He] $2s^2\ 2p^6$, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z.

De acuerdo con lo expuesto, las especies propuestas ordenadas por tamaño creciente son:

$$Al^{3+} < Mg^{2+} < Na^+ < F^- < O^{2-}$$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios iónicos (pm) son:

$$Al^{3+}\ (53) < Mg^{2+}\ (72) < Na^+\ (99) < F^-\ (133) < O^{2-}\ (140)$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.48. Entre los elementos aluminio, cloro, fósforo, y azufre, indique el que forma el ion de mayor tamaño con una configuración electrónica de gas noble en estado fundamental:
a) Al
b) P
c) S
d) Cl

(O.Q.L. Asturias 2018)

▪ La configuración electrónica abreviada del Al ($Z = 13$) es [Ne] $3s^2\ 3p^1$ y, si cede los tres electrones más alejados del núcleo que se encuentra situados en los orbitales $3s$ y $3p$, se transforma en el ion Al^{3+} cuya configuración electrónica, de gas noble, es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del P ($Z = 15$) es [Ne] $3s^2\ 3p^3$ y, si capta tres electrones y completa el subnivel $3p$, se transforma en el ion P^{3-} cuya configuración electrónica, de gas noble, es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del S ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$ y, si capta dos electrones y completa el subnivel $3p$, se transforma en el ion S^{2-} cuya configuración electrónica, de gas noble, es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Cl ($Z = 17$) es [Ne] $3s^2\ 3p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $3p$, se transforma en el ion Cl^- cuya configuración electrónica, de gas noble, es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

De las especies propuestas, el menor tamaño le corresponde al catión Al^{3+} ya que tiene una capa electrónica menos que el resto y, además, es la que tiene la menor carga efectiva.

Respecto a los aniones, se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, en este caso, [Ne] $3s^2\ 3p^6$, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z.

De acuerdo con lo expuesto, de los iones propuestos, el mayor radio le corresponde al P^{3-}.

Consultando la bibliografía se comprueba que los valores de los radios (pm) de los iones estables son:

$$Al^{3+}\ (53) < Cl^-\ (181) < S^{2-}\ (184) < P^{3-}\ (212)$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.49. ¿En cuál de las siguientes opciones, los elementos están ordenados correctamente en creciente del radio atómico?
a) F < Sr < S
b) F < S < Sr
c) Sr < F < S
d) S < Sr < F

(O.Q.L. Baleares 2018)

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:

- F ($Z = 9$) → [He] $2s^2\ 2p^5$
- S ($Z = 16$) → [Ne] $3s^2\ 3p^4$
- Sr ($Z = 38$) → [Kr] $5s^2$

Al tratarse de elementos de diferentes periodos, Sr ($n = 5$), S ($n = 3$) y F ($n = 2$), el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas, por lo que el Sr es el que tiene mayor tamaño, le sigue el S y el menor de los tres es el F.

Los elementos propuestos ordenados de menor a mayor radio:

F < S < Sr

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios atómicos (pm) son:

F (72) < S (104) < Sr (215)

La respuesta correcta es la **b**.

2.50. De los siguientes elementos, ¿en cuál es mayor el radio de sus átomos?
a) Al
b) Mg
c) B
d) N

(O.Q.L. Valencia 2018)

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:

- B $(Z = 5) \rightarrow$ [He] $2s^2\ 2p^1$
- N $(Z = 7) \rightarrow$ [He] $2s^2\ 2p^3$
- Mg $(Z = 12) \rightarrow$ [Ne] $3s^2$
- Al $(Z = 13) \rightarrow$ [Ne] $3s^2\ 3p^1$

Al tratarse de elementos de diferentes periodos, Mg y Al ($n = 3$) y B y N ($n = 2$), el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas, por tanto, Mg y Al, tienen mayor tamaño que B y N.

Para los elementos de un mismo periodo, la carga nuclear efectiva es el factor determinante del tamaño, siendo esta mayor en el elemento que tiene mayor número atómico, lo que hace que la atracción nuclear sea mayor y el tamaño sea menor, por tanto, Al tiene menor tamaño que Mg y N menor que B.

De acuerdo con lo expuesto, de los elementos propuestos, el mayor radio le corresponde al Mg.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios atómicos (pm) son:

N (75) < B (83) < Al (143) < Mg (160)

La respuesta correcta es la **b**.

2.51. De las siguientes series de elementos Be, B, Mg y Al, ¿en cuál están ordenados de menor a mayor radio atómico?
a) Be < B < Mg < Al
b) B < Be < Al < Mg
c) Mg < Be < Al < B
d) Al < Mg < B < Be

(O.Q.L. Valencia 2019)

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:

- Be $(Z = 4) \rightarrow$ [He] $2s^2$
- B $(Z = 5) \rightarrow$ [He] $2s^2\ 2p^1$
- Mg $(Z = 12) \rightarrow$ [Ne] $3s^2$
- Al $(Z = 13) \rightarrow$ [Ne] $3s^2\ 3p^1$

Al tratarse de elementos de diferentes periodos, Mg y Al ($n = 3$) y Be y B ($n = 2$), el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas, por tanto, Mg y Al, tienen mayor tamaño que Be y B.

Para los elementos de un mismo periodo, la carga nuclear efectiva es el factor determinante del tamaño, siendo esta mayor en el elemento que tiene mayor número atómico, lo que hace que la atracción nuclear sea mayor y el tamaño sea menor, por tanto, Al tiene menor tamaño que Mg y B menor que Be.

De acuerdo con lo expuesto, para los elementos propuestos, el orden creciente correcto de los radios es:

B < Be < Al < Mg

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios atómicos (pm) son:

B (83) < Be (112) < Al (143) < Mg (160)

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2018).

2.52. A partir de los elementos K (Z= 19), As (Z= 33), Mg (Z= 12) y Cl (Z= 17), tendrá un radio atómico mayor:
a) As
b) Cl
c) K
d) No es posible afirmarlo con seguridad por encontrarse en grupos períodos diferentes.

(O.Q.L. Asturias 2019)

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:

- Mg ($Z = 12$) → [Ne] $3s^2$
- Cl ($Z = 17$) → [Ne] $3s^2\ 3p^5$
- K ($Z = 19$) → [Ar] $4s^1$
- As ($Z = 33$) → [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^3$

Al tratarse de elementos de diferentes periodos, As y K ($n = 4$) y Mg y Cl (n =3), el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas, por tanto, As y K, tienen mayor tamaño que Mg y Cl.

Para los elementos de un mismo periodo, la carga nuclear efectiva es el factor determinante del tamaño, siendo esta mayor en el elemento que tiene mayor número atómico, lo que hace que la atracción nuclear sea mayor y el tamaño sea menor, por tanto, As tiene menor tamaño que K y Cl menor que Mg.

De acuerdo con lo expuesto, de los elementos propuestos, el mayor radio le corresponde al K.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios atómicos (pm) son:

Cl (99) < As (119) < Mg (160) < K (227)

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2013).

2.53. En relación con el tamaño de iones y átomos indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:
a) El átomo de Be es más pequeño que el átomo de C.
b) El átomo de S es más grande que el átomo de Se.
c) El ion Na^+ es más pequeño que el átomo de Na.
d) El ion Fe^{2+} es más pequeño que el ion Fe^{3+}.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2020)

a) Falso. Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:

- Be ($Z = 4$) → [He] $2s^2$
- C ($Z = 6$) → [He] $2s^2\ 2p^2$

Para los elementos de un mismo periodo, la carga nuclear efectiva es el factor determinante del tamaño, siendo esta mayor en el elemento que tiene mayor número atómico, lo que hace que la atracción nuclear sea mayor y el tamaño sea menor, por tanto, C tiene menor tamaño que Be.

b) Falso. Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:

- S ($Z = 16$) → [Ne] $3s^2\ 3p^4$
- Se ($Z = 34$) → [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^4$

Al tratarse de elementos del mismo grupo, el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas, por tanto, Se ($n = 4$) tiene mayor tamaño que S ($n = 3$).

c) **Verdadero**. La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $3s$, se transforma en el ion Na^+ cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

Al disminuir el número de electrones disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por tanto, el ion Na^+ es mucho más pequeño que el átomo de Na.

d) Falso. La configuración electrónica abreviada del Fe ($Z = 26$) es [Ar] $3d^6\ 4s^2$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo que están situados en el orbital $4s$, se transforma en el ion Fe^{2+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^6$. Si cede, además, uno de los electrones situados en uno de los orbitales $3d$, se transforma en el ion Fe^{3+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^5$.

Al disminuir el número de electrones disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por tanto, el ion Fe^{2+} es más grande que el ion Fe^{3+}.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son, respectivamente:

Be (112) > C (77) S (104) < Se (116) Na^+ (99) < Na (186) Fe^{2+} (77) < Fe^{3+} (65)

La respuesta correcta es la **c**.

2.54. Las especies F^-, Na^+ y Mg^{2+} son isoelectrónicas, el orden correcto que indica el radio de las mismas es:
a) $F^- > Na^+ > Mg^{2+}$
b) $Na^+ > F^- > Mg^{2+}$
c) $Mg^{2+} > Na^+ > F^-$
d) $F^- > Mg^{2+} > Na^+$

(O.Q.L. Asturias 2020)

- La configuración electrónica abreviada del F ($Z = 9$) es [He] $2s^2\ 2p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $3p$, se transforma en el ion F^- cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

- La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $3s$, se transforma en el ion Na^+ cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

- La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) es [Ne] $3s^2$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados en el orbital $3s$, se transforma en el ion Mg^{2+} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, en este caso, [He] $2s^2\ 2p^6$, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z.

De acuerdo con lo expuesto, para los iones propuestos, el orden dcreciente correcto de los radios es:

$F^- > Na^+ > Mg^{2+}$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios iónicos (pm) son:

F^- (133) > Na^+ (99) > Mg^{2+} (72)

La respuesta correcta es la **a**.

2.55. Cuando se ordenan los elementos Br, Ca, Cu, O y Cs por radio atómico, de menor a mayor, el resultado es:
a) O < Br < Cu < Ca < Cs
b) Br < O < Ca < Cu <Cs
c) O < Br < Ca < Cu < Cs
d) O < Br < Ca < Cs < Cu

(O.Q.L. Extremadura 2020)

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:

- O $(Z = 8) \rightarrow$ [He] $2s^2\ 2p^4$
- Ca $(Z = 20) \rightarrow$ [Ar] $4s^2$
- Cu $(Z = 29) \rightarrow$ [Ar] $3d^{10}\ 4s^1$
- Br $(Z = 35) \rightarrow$ [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$
- Cs $(Z = 55) \rightarrow$ [Xe] $6s^1$

Al tratarse de elementos de diferentes periodos, Cs $(n = 6)$, Br, Cu y Ca $(n = 4)$ y O $(n = 2)$, el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas, por tanto, Cs tiene mayor tamaño que el resto, le siguen Br, Cu y Ca, siendo el O el más pequeño de todos.

Para los elementos de un mismo periodo, la carga nuclear efectiva es el factor determinante del tamaño, siendo esta mayor en el elemento que tiene mayor número atómico, lo que hace que la atracción nuclear sea mayor y el tamaño sea menor, por tanto, Br tiene menor tamaño que Cu y este, menor que Ca.

De acuerdo con lo expuesto, para los elementos propuestos, el orden creciente correcto de los radios es:

O < Br < Cu < Ca < Cs

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios atómicos (pm) son:

O (73) < Br (114) < Cu (128) < Ca (197) < Cs (285)

La respuesta correcta es la **a**.

3. ENERGÍA DE IONIZACIÓN Y AFINIDAD ELECTRÓNICA

3.1. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más alta?
a) Be
b) He
c) N
d) Ne
e) B
f) H

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004) (O.Q.L. Extremadura 2005) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.N. Santander 2019)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\text{i} = 1.312\frac{Z_\text{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\text{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\text{ef} = Z - \#\ \text{e}^- \text{ internos} = \#\ \text{e}^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	H	He	Be	B	N	Ne
Z	1	2	4	5	7	10
Config. elect.	$1s^1$	$1s^2$	[He] $2s^2$	[He] $2s^2\ 2p^1$	[He] $2s^2\ 2p^3$	[He] $2s^2\ 2p^6$
Z_ef (aprox.)	1	2	2	3	5	8
n	1	1	2	2	2	2

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_ef (Z), que de acuerdo con los valores la tabla, se trata del He.

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

B (801) < Be (900) < H (1.312) < N (1.402) < Ne (2.081) < He (2.372)

En los valores del Be y B se registra una anomalía.

La respuesta correcta es la **b**.

3.2. Uno de los elementos de la tabla periódica presenta los siguientes valores de la energía de ionización, E_i, en kcal mol^{-1}:

$E_{\text{i}_1} = 215{,}1$ $E_{\text{i}_2} = 420{,}0$ $E_{\text{i}_3} = 3.554$

¿De qué elemento se trata?
a) Flúor
b) Silicio
c) Berilio
d) Neón

(O.Q.L. Murcia 1996)

Las configuraciones electrónicas de los elementos propuestos son, respectivamente:

Be ($Z = 4$) → [He] $2s^2$ F ($Z = 9$) → [He] $2s^2\ 2p^5$

Ne ($Z = 10$) → [He] $2s^2\ 2p^6$ Si ($Z = 14$) → [Ne] $3s^2\ 3p^2$

Suponiendo que la energía de ionizacion, E_i, es proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_ef y, haciendo la aproximación de que un electrón apantalla a un protón, los valores de $Z_\text{ef} = 1, 2, 3, \ldots$determinan que los electrones que se encuentran en un mismo orbital presentan una relación $E_\text{i}/Z_\text{ef} \approx$ cte.

En este caso:

$$E_{i_1} = \frac{215{,}1}{1} = 215{,}1 \text{ kcal mol}^{-1} \qquad E_{i_2} = \frac{420}{2} = 210{,}0 \text{ kcal mol}^{-1}$$

Los valores, $E_{i_1} \approx E_{i_2}$, indican que los dos primeros electrones están situados en un mismo tipo de orbital. Esto descarta a los elementos F y Ne que tienen 5 y 6 electrones, respectivamente, en un orbital p.

$$E_{i_3} = \frac{3.554}{3} = 1.185 \text{ kcal mol}^{-1}$$

El tercer valor, E_{i_3}, mucho mayor que los anteriores, indica que el siguiente electrón debe estar situado en un orbital en una capa con un valor de n inferior al de los electrones ya extraídos. Esto descarta al elemento Si con el mismo valor de n para los tres electrones dados.

De acuerdo con lo expuesto, se trata del berilio.

La respuesta correcta es la **c**.

3.3. Considerando las siguientes especies químicas: He, Li^+, Be^{2+}, H^-. ¿Cuál tiene mayor radio y cuál mayor energía de ionización? Señale la respuesta correcta:
a) Mayor radio: H^- mayor energía de ionización: He
b) Mayor radio: He mayor energía de ionización: Li^+
c) Mayor radio: Be^{2+} mayor energía de ionización: He
d) Mayor radio: H^- mayor energía de ionización: Be^{2+}

(O.Q.L. Asturias 1996)

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	H^-	He	Li^+	Be^{2+}
Z	1	2	3	4
Config. Elect.	$1s^2$	$1s^2$	$1s^2$	$1s^2$
Z_{ef} (aprox.)	< 1	2	$>> 1$	$>> 2$
n	1	1	1	1

▪ La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Se trata de especies isoelectrónicas y la mayor energía de ionización le corresponde a la especie con mayor valor de Z_{ef} (Z), que en este caso es Be^{2+}.

▪ Respecto al radio, como se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, en este caso, $1s^2$, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z, por lo que en este caso el mayor radio le corresponde al H^-.

La respuesta correcta es la **d**.

3.4. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más baja?
a) Ne
b) F
c) He
d) Li
e) O

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Sevilla 2000) (O.Q.L. Sevilla 2003) (O.Q.L. País Vasco 2007) (O.Q.L. Extremadura 2013)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	He	Li	O	F	Ne
Z	2	3	8	9	10
Config. elect.	$1s^2$	[He] $2s^1$	[He] $2s^2\ 2p^4$	[He] $2s^2\ 2p^5$	[He] $2s^2\ 2p^6$
Z_{ef} (aprox.)	2	1	6	7	8
n	1	2	2	2	2

La menor energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de n y menor valor de Z_{ef} (Z). De acuerdo con los valores la tabla, se trata del Li.

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

Li (520) < O (1.314) < F (1.681) < Ne (2.081) < He (2.372)

La respuesta correcta es la **d**.

3.5. La segunda energía de ionización de un elemento M es la energía necesaria para:
a) Arrancar 2 mol de electrones de 1 mol de átomos de M.
b) Arrancar 1 mol de electrones de 1 mol de iones M^+.
c) Arrancar 1 mol de electrones de 1 mol de iones M^{2+}.
d) Introducir 1 mol de protones en 1 mol de iones M^+.

(O.Q.L. Murcia 1997)

La energía de ionización de un átomo, E_i, es la energía que debe absorber un átomo en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraido por el núcleo.

Aplicado a la segunda energía de ionización, esta se define como:

"La segunda energía de ionización de un átomo, E_{i_2}, es la energía que debe absorber un ion M^+ en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraido por el núcleo".

Corresponde al proceso:

$$M^+(g) + E_{i_2} \rightarrow M^{2+}(g) + e^-$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.6. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más alta?
a) Ne
b) Ar
c) F
d) O
e) Mg

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	O	F	Ne	Mg	Ar
Z	8	9	10	12	18
Config. elect.	[He] $2s^2\ 2p^4$	[He] $2s^2\ 2p^5$	[He] $2s^2\ 2p^6$	[Ne] $3s^2$	[Ne] $3s^2\ 3p^6$
Z_{ef} (aprox.)	6	7	8	2	8
n	2	2	2	3	3

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} (Z). De acuerdo con los valores la tabla, se trata del Ne.

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

Mg (738) < O (1.314) < F (1.681) < Ar (1.521)< Ne (2.081)

La respuesta correcta es la **a**.

3.7. Señale la proposición correcta:
a) Las energías de ionización sucesivas de un átomo son cada vez menores.
b) Un átomo qué en su estado fundamental, el valor máximo del número cuántico es $n = 3$, no puede tener más de 18 electrones.
c) En un átomo hidrogenoide (un solo electrón), la energía del electrón en el orbital con $n = 2$, $l = 0$ es menor que la energía en el orbital con $n = 2$ y $l = 1$.
d) La primera energía de ionización de un átomo con n electrones es siempre menor que la de un átomo con (n + 1) electrones.
e) Para un átomo hidrogenoide, la energía del electrón en un orbital con $n = 1$ y $l = 0$, es la mínima que puede tener.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Extremadura 2005)

a) Falso. La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Conforme el átomo va perdiendo electrones va aumentando el valor de Z_{ef} y, con ello, el valor de la energía de ionización.

b) **Verdadero**. Un átomo que su estado fundamental tiene un valor máximo del número cuántico $n = 3$ corresponde a un elemento del tercer periodo de la tabla periódica. La configuración electrónica del último elemento de ese periodo es, $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$, que como se observa tiene 18 electrones.

c) **Verdadero**. Un orbital cuyos números cuánticos son $n = 2$ y $l = 0$, es un orbital $2s$ y, un orbital cuyos números cuánticos son $n = 2$ y $l = 1$, es un orbital $2p$. De acuerdo con el diagrama de Moeller de llenado de orbitales, la energía del orbital $2s$ es menor que la del $2p$.

d) Falso. La energía de ionización de un elemento con n electrones, por ejemplo el He, es mayor que la del elemento siguiente con (n + 1) electrones, en este caso el Li.

e) **Verdadero**. Un orbital cuyos números cuánticos son $n = 1$ y $l = 0$, es un orbital $1s$, que es el de menor energía.

Las respuestas correctas son la **b**, **c** y **e**.

3.8. ¿En cuál de los siguientes pares hay un cambio en la tendencia periódica de la energía de ionización?
a) O – F
b) F – Ne
c) Be – B
d) Cl – Ar
e) C – N

(O.Q.N. Burgos 1998)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\text{i} = 1.312\frac{Z_\text{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\text{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\text{ef} = Z - \#\ \text{e}^-\ \text{internos} = \#\ \text{e}^-\ \text{externos}$$

por lo que dentro de un periodo, la energía de ionización aumenta al aumentar el número atómico del elemento.

Como los elementos Be y B son del mismo periodo (n =2), la energía de ionización únicamente depende del valor de Z_ef. De acuerdo con estos valores, el elemento con menor energía de ionización debería ser el Be, pero existe una anomalía entre los valores del Be y B. Se tiene que $Z_\text{ef}(\text{B}) > Z_\text{ef}(\text{Be})$, ya que el primero tiene más electrones de valencia ($s^2\ p^1$) que el segundo (s^2). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del B debería ser mayor que la del Be. Esta anomalía se debe a que el único electrón p^1 del boro se encuentra bien protegido por los electrones s^2 y los internos, por lo que se necesita menos energía para arrancar ese electrón p^1 que para quitar uno de los electrones s^2 apareados del mismo nivel de energía.

Consultando la bibliografía, se confirma que los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

B (801) < Be (900)

La respuesta correcta es la **c**.

3.9. ¿Cuál de los siguientes elementos tiene la segunda energía de ionización más baja?
a) Na
b) O
c) Ca
d) K
e) Ne

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. La Rioja 2014) (O.Q.L. Málaga 2018)

La segunda energía de ionización, E_{i_2}, se define como:

"la energía que debe absorber un ion M^+ en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraido por el núcleo".

$$\text{M}^+\ (\text{g}) + E_{\text{i}_2} \rightarrow \text{M}^{2+}\ (\text{g}) + \text{e}^-$$

Las configuraciones electrónicas de los elementos propuestos y de sus respectivos iones monopositivos son, respectivamente:

$\text{O}\ (Z = 8) \rightarrow [\text{He}]\ 2s^2\ 2p^4$ $\qquad$ $\text{O}^+ \rightarrow [\text{He}]\ 2s^2\ 2p^3$

$\text{Ne}\ (Z = 10) \rightarrow [\text{He}]\ 2s^2\ 2p^6$ $\qquad$ $\text{Ne}^+ \rightarrow [\text{He}]\ 2s^2\ 2p^5$

$\text{Na}\ (Z = 11) \rightarrow [\text{Ne}]\ 3s^1$ $\qquad$ $\text{Na}^+ \rightarrow [\text{He}]\ 2s^2\ 2p^6$

$\text{K}\ (Z = 19) \rightarrow [\text{Ar}]\ 4s^1$ $\qquad$ $\text{K}^+ \rightarrow [\text{Ne}]\ 3s^2\ 3p^6$

$\text{Ca}\ (Z = 20) \rightarrow [\text{Ar}]\ 4s^2$ $\qquad\qquad$ $\text{Ca}^+ \rightarrow [\text{Ar}]\ 4s^1$

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\text{i} = 1.312\frac{Z_\text{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\text{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\text{ef} = Z - \#\ \text{e}^-\ \text{internos} = \#\ \text{e}^-\ \text{externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	O^+	Ne^+	Na^+	K^+	Ca^+
Z	8	10	11	19	20
Config. elect.	[He] $2s^2\ 2p^3$	[He] $2s^2\ 2p^5$	[He] $2s^2\ 2p^6$	[Ne] $3s^2\ 3p^6$	[Ar] $4s^1$
Z_ef (aprox.)	> 6	> 8	$>> 8$	$>> 8$	> 2
n	2	2	2	3	4

La menor segunda energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de n y menor valor de Z_ef (Z). De acuerdo con los valores la tabla, se trata del Ca^+.

Consultando la bibliografía, los valores de E_{i_2} (kJ mol^{-1}) son:

$$\text{Ca}\ (1.145) < \text{K}\ (3.051) < \text{O}\ (3.388) < \text{Ne}\ (3.952) < \text{Na}\ (4.562)$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.10. Dados los elementos químicos K, Na, Mg y Br y teniendo en cuenta la energía de ionización correspondiente al primer electrón quedarían ordenados en función del valor creciente de la misma de la forma:
a) K < Na < Mg < Br
b) Na < K < Mg < Br
c) Br < K < Na < Mg
d) Mg < Br < Na < K

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\text{i} = 1.312\frac{Z_\text{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\text{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\text{ef} = Z - \#\ \text{e}^-\ \text{internos} = \#\ \text{e}^-\ \text{externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	Mg	K	Br
Z	11	12	19	35
Config. elect.	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2$	[Ar] $4s^1$	[Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$
Z_ef (aprox.)	1	2	1	7
n	3	3	4	4

El elemento con menor energía de ionización es el K (menor Z_ef y mayor n) y, por el contrario, el de mayor energía de ionización es el Br que aunque tenga mayor n su valor de Z_ef es el mayor de todos. Los elementos Mg y Na tienen el mismo valor de n, por lo que el factor determinante es el valor de Z_ef. De ambos, tiene menor energía de ionización el Na que tiene menor Z_ef.

De acuerdo con lo expuesto, el orden creciente de energía de ionización correcto es:

K < Na < Mg < Br

Consultando la bibliografía, los valores de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

K (419) < Na (496) < Mg (738) < Br (1.140)

La respuesta correcta es la **a**.

3.11. La primera energía de ionización de los átomos de los elementos de un mismo grupo de la tabla periódica disminuye a la vez que aumenta el número atómico del elemento. ¿Cuál de los siguientes factores va a influir más en ello?
a) El aumento del radio atómico.
b) La disminución de la energía de enlace.
c) El aumento de la carga nuclear.
d) El aumento de la masa atómica.

(O.Q.L. Murcia 1998)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un grupo se mantiene constante de forma que no influye en la variación de la energía de ionización dentro del grupo.

El valor de n aumenta conforme se cambia a un periodo superior, por lo que también se puede decir que, al cambiar al periodo superior aumenta el valor del radio.

La respuesta correcta es la **a**.

3.12. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más baja?
a) B
b) N
c) O
d) Ne
e) Be

(O.Q.N. Almería 1999)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$Z_{ef} = Z - \#\ e^-$ internos $= \#\ e^-$ externos

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Be	B	N	O	Ne
Z	4	5	7	8	10
Config. elect.	[He] $2s^2$	[He] $2s^2\ 2p^1$	[He] $2s^2\ 2p^3$	[He] $2s^2\ 2p^4$	[He] $2s^2\ 2p^6$
Z_{ef} (aprox.)	2	3	5	6	8
n	2	2	2	2	2

Como todos los elementos son del segundo periodo ($n = 2$), la energía de ionización únicamente depende del valor de Z_{ef}. De acuerdo con estos valores, el elemento con menor energía de ionización debería ser el Be, pero existe una anomalía entre los valores del Be y B. Se tiene que Z_{ef} (B) > Z_{ef} (Be), ya que el

primero tiene más electrones de valencia (s^2p^1) que el segundo (s^2). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del B debería ser mayor que la del Be. Esta anomalía se debe a que el único electrón p^1 del boro se encuentra bien protegido por los electrones s^2 y los internos, por lo que se necesita menos energía para arrancar ese electrón p^1 que para quitar uno de los electrones s^2 apareados del mismo nivel de energía. La menor energía de ionización le corresponde al B.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

B (801) < Be (900) < O (1.314) < N (1.402) < Ne (2.081)

También existe otra anomalía en los valores del N y O.

La respuesta correcta es la **a**.

3.13. Si la primera energía de ionización del helio es 2,37 MJ mol^{-1}, la primera energía de ionización del neón en MJ mol^{-1} es:
a) 2,68
b) 0,11
c) –2,68
d) 2,37
e) 2,08

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Baleares 2012) (O.Q.N. Salamanca 2018)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\text{i} = 1.312\frac{Z_\text{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\text{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un grupo se mantiene constante de forma que no influye en la variación de la energía de ionización dentro del grupo.

Teniendo en cuenta que para el He ($n = 1$) y para el Ne ($n = 2$), se obtiene que, $E_{\text{i(Ne)}} < E_{\text{i(He)}}$, por tanto, el único valor posible de los propuestos para el Ne es 2,08 MJ mol^{-1}.

La respuesta correcta es la **e**.

3.14. Las sucesivas energías de ionización de un elemento (en eV) son:
8,3; 25,1; 37,9; 259,3
Señale la proposición correcta:
a) La configuración electrónica externa del elemento es ns^1.
b) La configuración electrónica externa del elemento es $ns^2\ np^1$.
c) El elemento pertenece al grupo 4 de la tabla periódica.
d) El elemento pertenece al grupo de los alcalinotérreos.
e) No pertenece a ninguno de los grupos anteriores.

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Murcia 2007)

Suponiendo que la energía de ionizacion, E_i, es proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_ef, y haciendo la aproximación de que un electrón apantalla a un protón, los valores de $Z_\text{ef} = 1, 2, 3, \ldots$determinan que los electrones que se encuentran en un mismo orbital presentan la relación $E_\text{i}/Z_\text{ef} \approx$ cte.

En este caso:

$$E_{\text{i}_1} = \frac{8,3}{1} = 8,3 \text{ eV}$$

El primer valor, E_{i_1}, diferente a los siguientes, indica que el electrón se encuentra solo en ese orbital.

$$E_{\text{i}_2} = \frac{25,1}{2} = 12,6 \text{ eV} \qquad E_{\text{i}_3} = \frac{37,9}{3} = 12,6 \text{ eV}$$

Los valores, $E_{i_2} \approx E_{i_3}$, indican que los dos siguientes electrones están situados en un mismo tipo de orbital, que debe ser un orbital s.

$$E_{i_4} = \frac{259{,}3}{4} = 64{,}82 \text{ eV}$$

El siguiente valor, E_{i_4}, mucho mayor que los anteriores, indica que el siguiente electrón debe estar situado en un orbital en una capa con un valor de n inferior al de los electrones extraídos.

Por tanto, la configuración electrónica externa del elemento debe ser $ns^2\ np^1$.

La respuesta correcta es la **b**.

3.15. La pérdida de un electrón es una:
a) Desgracia
b) Pirólisis
c) Ionización
d) Protonación

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Galicia 2019)

Cuando un átomo pierde un electrón queda cargado positivamente. Por ejemplo:

$$\text{Na (g)} + E_i \rightarrow \text{Na}^+ \text{ (g)} + \text{e}^-$$

- El proceso es una ionización y la energía asociada al mismo es la energía de ionización.
- La pirólisis es la descomposición térmica de una sustancia orgánica en una atmósfera sin oxígeno.
- La protonación es el proceso en el que una base capta un protón.

La respuesta correcta es la **c**.

3.16. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) La primera energía de ionización del magnesio es menor que la del sodio.
b) El radio del ion Na^+ es mayor que el del ion Mg^{2+}.
c) El radio del ion Na^+ es igual que el del ion Mg^{2+}.
d) La segunda energía de ionización del sodio es menor que la del magnesio.
e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Cantabria 2017)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ \text{e}^-\ \text{internos} = \#\ \text{e}^-\ \text{externos}$$

Para los elementos Na y Mg se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	Na	Mg	Na^+	Mg^{2+}
Z	11	12	11	12
Config. elect.	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2$	[He] $2s^2\ 2p^6$	[He] $2s^2\ 2p^6$
Z_{ef} (aprox.)	1	2	> 8	$>> 8$
n	3	3	2	2

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} (Z).

a) Falso. De acuerdo con los valores de la tabla, la energía de ionización del sodio es menor que la del magnesio.

Consultando la bibliografía, los valores de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

Na (496) < Mg (738)

d) Falso. La energía de ionización del Na^+ es menor que la del Mg^{2+} ya que ambos tienen el mismo valor de n pero la carga nuclear efectiva de este último es mayor.

Consultando la bibliografía, los valores de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

Na (4.562) < Mg (7.733)

b) **Verdadero**. La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $3s$, se transforma en el ion Na^+ cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) es [Ne] $3s^2$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados en el orbital $3s$, se transforma en el ion Mg^{2+} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, en este caso, [He] $2s^2\ 2p^6$, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z.

De acuerdo con lo expuesto, el mayor radio le corresponde a la especie con menor Z, el Na^+.

Consultando la bibliografía, los valores de los radios (pm) son:

Na^+ (99) > Mg^{2+} (72)

c) Falso. Según ha justificado en el apartado anterior.

La respuesta correcta es la **b**.

3.17. Dadas siguientes las afirmaciones, indique cuál es la respuesta correcta:
1) En las especies H^-, He^+ y Li^{2+}, el orden de radios es: $H^- > Li^{2+} > He^+$.
2) La primera afinidad electrónica del O ($Z = 8$) es mayor que la primera afinidad del N ($Z = 7$).
3) Una configuración electrónica ns^1 representa un alcalino.
4) Una configuración electrónica ns^2 representa un alcalinotérreo.
a) Solo la 3 y 4 son ciertas.
b) Solo la 1 es falsa.
c) Solo la 1 es cierta.
d) Todas son ciertas.

(O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.N. Salamanca 2018)

1) Falso. Al formarse el anión H^- aumenta el número de electrones y, con ello, aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por tanto, el radio del anión es mayor que el del átomo neutro.

Al formarse los cationes, He^+ y Li^{2+}, disminuye el número de electrones y, con ello, disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por tanto, el radio del catión es menor que el del átomo neutro.

Las especies He^+ y Li^{2+} son isoelectrónicas y, en este caso, la atracción es mayor por parte del núcleo con mayor número de protones (Z). Por ese motivo, el radio del He^+ es mayor que el del Li^{2+}.

El orden decreciente de radios correcto es:

$H^- > He^+ > Li^{2+}$

2) **Cierto**. La afinidad electrónica, E_{ea}, es la energía que desprende un átomo en estado gaseoso cuando capta un electrón.

El nitrógeno ($Z = 7$) y el O ($Z = 8$) son elementos del mismo periodo, pero es el oxígeno el que tiene mayor carga nuclear efectiva Z_{ef}, por lo que la afinidad electrónica del O es mayor que la del N.

3) **Cierto**. Un átomo cuya configuración electrónica es ns^1 tiene un único electrón de valencia, por lo que pertenece al grupo 1 (metales alcalinos).

4) **Cierto**. Un átomo cuya configuración electrónica es ns^2 tiene dos electrones de valencia, por lo que pertenece al grupo 2 (metales alcalinotérreos).

La respuesta correcta es la **b**.

3.18. Dadas siguientes las afirmaciones, indique cuál es la respuesta correcta:
1) La 1ª energía de ionización es la energía que hay que suministrar a un elemento neutro en el estado sólido para transformarlo en un monocatión.
2) La 1ª energía de ionización es la energía que hay que suministrar a un elemento para que un electrón del estado fundamental pase al estado excitado.
3) La 1ª energía de ionización es la energía que desprende cuando un elemento capta un electrón.
4) Un elemento con una configuración electrónica externa $3s^2\ 3p^3$ pertenece al grupo 14.
a) Solo la 1 es cierta.
b) Solo la 3 es cierta.
c) Solo la 4 es cierta.
d) Ninguna es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

La energía de ionización, E_i, es la energía que se debe comunicar un átomo en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraido por el núcleo.

1) Falso. Debe ser a un átomo y en estado gaseoso.

2) Falso. Debe ser a un átomo y para quitarle el electrón.

3) Falso. Debe ser a un átomo y la energía se absorbe.

4) Falso. A la vista de esa configuración electrónica propuesta, el valor máximo de $n = 3$ indica que se trata de un elemento del tercer periodo de la tabla periódica y s^2p^3 que tiene cinco electrones de valencia por lo que pertenece al grupo 15.

La respuesta correcta es la **d**.

3.19. Dadas siguientes las afirmaciones, indique cuál es la respuesta correcta:
1) Por regla general, el radio atómico en un periodo disminuye de izquierda a derecha.
2) Por regla general, el radio atómico en un grupo aumenta de arriba hacia abajo.
3) Por regla general, para todo elemento, la segunda energía de ionización es mayor que la primera.
4) Por regla general, el radio de A^- es mayor que el de A.
a) Solo la 1 y 3 son ciertas.
b) Solo la 2 y 3 son ciertas.
c) La 1 es falsa y la 2 es cierta.
d) La 2 es falsa y la 1 es cierta.
e) Todas son ciertas.

(O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Cantabria 2018)

1) **Cierto**. Conforme se avanza en un periodo crecen la carga nuclear Z y la carga nuclear efectiva Z_{ef}, esto determina una mayor atracción por parte del núcleo sobre los electrones y, con ello, una disminución del radio atómico.

2) **Cierto**. Conforme se avanza en un grupo crece el número de capas electrónicas, n, lo que determina que los electrones se encuentren cada vez más alejados del núcleo, por lo que se registra un aumento del radio atómico.

3) **Cierto**. La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\mathrm{i} = 1.312\frac{Z_\mathrm{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\mathrm{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\mathrm{ef} = Z - \#\ \mathrm{e^-}\ \text{internos} = \#\ \mathrm{e^-}\ \text{externos}$$

Conforme un átomo va perdiendo electrones disminuye el efecto pantalla y por eso aumenta su carga nuclear efectiva. Además, es posible que al perder el segundo electrón el siguiente pertenezca a la capa anterior, lo que hace disminuir el valor de n. Por tanto, si Z_ef aumenta y n se mantiene constante o disminuye, los valores de las energías de ionización sucesivas van siendo cada vez más grandes.

4) **Cierto**. Al formarse el anión A^- aumenta el número de electrones y, con ello, aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por tanto, el radio del anión A^- es mayor que el del átomo neutro A.

La respuesta correcta es la **d**.

3.20. ¿Cuáles de las siguientes proposiciones son ciertas?
I. Un átomo A y su catión A^+ tienen el mismo radio.
II. Un átomo X tiene mayor radio que su anión X^-.
III. El átomo de oxígeno, tiene menor su primera energía de ionización que el átomo de nitrógeno.
IV. El ion Na^+ tiene menor radio que el ion O^{2-}.
a) Todas
b) Solo I, II y IV
c) Solo III y IV
d) Solo II, III y IV

(O.Q.L. Asturias 2001)

I. Falso. Cuando se forma un catión, disminuye el número de electrones y, con ello, la constante de apantallamiento, lo que hace aumentar la carga nuclear efectiva y la atración del núcleo sobre los electrones. Esto determina una considerable reducción del radio del átomo, por lo que el radio del catión es bastante menor que el radio del átomo del que procede.

II. Falso. Cuando se forma un anión, aumenta el número de electrones y, con ello, la constante de apantallamiento, lo que hace disminuir la carga nuclear efectiva y la atración del núcleo sobre los electrones. Esto determina un considerable aumento del radio del átomo, por lo que el radio del anión es bastante mayor que el radio del átomo del que procede.

III. **Cierto**. La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\mathrm{i} = 1.312\frac{Z_\mathrm{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\mathrm{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\mathrm{ef} = Z - \#\ \mathrm{e^-}\ \text{internos} = \#\ \mathrm{e^-}\ \text{externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	N	O
Z	7	8
Config. Elect.	[He] $2s^2\ 2p^3$	[He] $2s^2\ 2p^4$
Z_ef (aprox.)	5	6
n	2	2

De acuerdo con lo expuesto, al tratarse de elementos del mismo periodo, la energía de ionización debería aumentar al aumentar Z, sin embargo, existe una pequeña anomalía en el caso de los elementos nitrógeno y oxígeno. La anomalía se debe a que, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

el nitrógeno tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, sin embargo, el oxígeno tiene dos electrones apareados en mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite la eliminación de este último electrón.

Nitrógeno			
$2s$	$2p$		
↑↓	↑	↑	↑

Oxígeno			
$2s$	$2p$		
↑↓	↑↓	↑	↑

Por tanto, la primera energía de ionización del nitrógeno es mayor que la del oxígeno.

Consultando la bibliografía, los valores de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

N (1.402) > O (1.314)

IV. **Cierto**. La configuración electrónica abreviada del O ($Z = 8$) es $2s^2\ 2p^4$ y, si capta dos electrones y completa su última capa, se transforma en el ion O^{2-} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $3s$, se transforma en el ion Na^+ cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, en este caso, [He] $2s^2\ 2p^6$, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z.

Por tanto, el ion Na^+ tiene menor radio que el ion O^{2-}.

Consultando la bibliografía, los valores de los radios (pm) son:

Na^+ (99) < O^{2-} (140)

La respuesta correcta es la **c**.

3.21. Las primeras cinco energías de ionización (en eV) para un cierto elemento son: 7,6; 15,0; 80,1; 109,3; 141,2
La configuración electrónica más probable de este elemento es:
a) s^1
b) s^2
c) s^2p^3
d) s^2d^2
e) $s^2p^3d^3$

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Sevilla 2002) (O.Q.L. Madrid 2010) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

Suponiendo que la energía de ionizacion, E_i, es proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} y, haciendo la aproximación de que un electrón apantalla a un protón, los valores de $Z_{ef} = 1, 2, 3, \ldots$determinan que los electrones que se encuentran en un mismo orbital presentan la relación $E_i/Z_{ef} \approx$ cte.

En este caso:

$$E_{i_1} = \frac{7{,}6}{1} = 7{,}6 \text{ eV} \qquad E_{i_2} = \frac{15{,}0}{2} = 7{,}5 \text{ eV}$$

Los dos primeros valores, $E_{i_1} \approx E_{i_2}$, indican que los dos electrones más externos están situados en un mismo tipo de orbital, que debe ser un orbital s.

$$E_{i_3} = \frac{80{,}1}{3} = 26{,}7 \text{ eV} \qquad E_{i_4} = \frac{109{,}3}{4} = 27{,}3 \text{ eV} \qquad E_{i_5} = \frac{141{,}2}{5} = 28{,}2 \text{ eV}$$

Los siguientes valores, $E_{i_3} \approx E_{i_4} \approx E_{i_5}$, mayores que los anteriores, indican que los siguientes electrones deben estar situados en un orbital p de la misma capa que los anteriores.

De acuerdo con lo expuesto, la configuración electrónica externa del elemento debe ser ns^2 y, consultando la bibliografía se comprueba que los valores propuestos corresponden al magnesio.

La respuesta correcta es la **b**.

3.22. Establecidas las premisas siguientes:

1) La afinidad electrónica del P < Si.

2) En general, las segundas afinidades electrónicas son negativas.

3) El Ti^+ es más estable que el B^+.

4) La afinidad electrónica es la energía desprendida cuando un elemento químico capta un electrón.

Señale cuál de las propuestas siguientes es válida:

a) Falsa 1

b) Falsas 2 y 4

c) Ciertas 2 y 3

d) Cierta 4

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

1) Cierto. La afinidad electrónica, E_{ea}, es la energía que desprende un átomo en estado gaseoso cuando capta un electrón.

En periodo aumenta al aumentar la carga efectiva Z_{ef} que, aproximadamente coincide con su número de electrones de valencia.

La configuración electrónica abreviada del P ($Z = 15$) es [Ne] $3s^2\ 3p^3$ y, la del Si ($Z = 14$) es [Ne] $3s^2\ 3p^2$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

les corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$:

Fósforo			
$3s$	$3p$		
↑↓	↑	↑	↑

Silicio			
$3s$	$3p$		
↑↓	↑	↑	

Aunque, $Z_{ef}(P) > Z_{ef}(Si)$, la configuración electrónica del fósforo es más estable que la del silicio y más difícil de romper ya que, tiene un único electrón en cada uno de los orbitales, lo que determina que se cumpla que, $E_{ea}(P) < E_{ea}(Si)$.

Consultando la bibliografía, los valores de la afinidad electrónica (kJ mol^{-1}) son:

P (−72) < Mg (−134)

2) Falso. Teniendo en cuenta el concepto de afinidad electrónica, el valor de la segunda afinidad no será negativo sino positivo ya que, se corresponde con el trabajo de trasladar un electrón, una carga negativa, en el interior del campo creado por una especie cargada negativamente, el anión.

3) Falso. La configuración electrónica abreviada del Ti ($Z = 22$) es [Ar] $4s^2\ 3d^2$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $4s$, se transforma en el ion Ti^+ cuya configuración electrónica es [Ar] $4s^1\ 3d^2$.

▪ La configuración electrónica abreviada del B ($Z = 5$) es [He] $2s^2\ 2p^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $2p$, se transforma en el ion B^+ cuya configuración electrónica es [He] $2s^2$.

A la vista de las configuraciones de ambos iones, resulta más fácil que pierda electrones el ion Ti^+ ya que, tiene el electrón más externo más alejado del núcleo, por tanto, el ion Ti^+ es menos estable que el B^+.

4) Falso. De acuerdo con lo expuesto en el apartado a), no se define para un elemento sino para un átomo.

La respuesta correcta es la **b**.

3.23. ¿Cuál de los siguientes procesos se producirá con mayor variación de energía?
a) $Si(g) \rightarrow Si^+(g) + e^-$
b) $Si^+(g) \rightarrow Si^{2+}(g) + e^-$
c) $Si^{2+}(g) \rightarrow Si^{3+}(g) + e^-$
d) $Si^{3+}(g) \rightarrow Si^{4+}(g) + e^-$

(O.Q.L. Murcia 2001)

Son procesos de ionización y las energías asociadas a los mismos son las energías de ionización sucesivas.

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^-\ \text{internos} = \#\ e^-\ \text{externos}$$

Conforme un átomo va perdiendo electrones disminuye el efecto pantalla y aumenta la carga nuclear efectiva. Además, es posible que al perder el segundo electrón el siguiente pertenezca a la capa anterior con lo que disminuye el valor de n. Por tanto, si Z_{ef} aumenta y n se mantiene constante o disminuye los valores de las energías de ionización sucesivas van siendo cada vez más grandes.

La respuesta correcta es la **d**.

3.24. ¿En cuál de los siguientes elementos debe ser menor el valor de la primera energía de ionización?
a) Mg
b) Al
c) Si
d) P

(O.Q.L. Murcia 2002)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^-\ \text{internos} = \#\ e^-\ \text{externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Mg	Al	Si	P
Z	12	13	14	15
Config. Elect.	[Ne] $3s^2$	[Ne] $3s^2\ 3p^1$	[Ne] $3s^2\ 3p^2$	[Ne] $3s^2\ 3p^3$
Z_{ef} (aprox.)	2	3	4	5
n	3	3	3	3

Como se trata de elementos del mismo periodo ($n = 3$), la energía de ionización únicamente depende del valor de Z_{ef}. De acuerdo con estos valores, el elemento con menor energía de ionización debería ser el Mg, pero existe una anomalía entre los valores del Mg y Al. Se tiene que $Z_{ef}(Al) > Z_{ef}(Mg)$, ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2p^1) que el segundo (s^2). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del Al debería ser mayor que la del Mg. Esta anomalía se debe a que el único electrón p^1 del aluminio se encuentra bien protegido por los electrones s^2 y los internos, por lo que se necesita menos energía para arrancar ese electrón p^1 que para quitar uno de los electrones s^2 apareados del mismo nivel de energía. La menor energía de ionización le corresponde al Al.

Consultando la bibliografía, los valores de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

Al (578) < Mg (738) < Si (787) < P (1.012)

La respuesta correcta es la **b**.

3.25. Para los siguientes elementos: Na, P, S y Cl, se puede afirmar:
a) El de menor energía de ionización es el Cl.
b) El de mayor afinidad electrónica es Na.
c) El más oxidante es el Cl.
d) El más reductor es el S.
e) El que tiene mayor radio atómico es el Cl.

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Valencia 2014)

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	P	S	Cl
Z	11	15	16	17
Config. Elect.	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2\ 3p^3$	[Ne] $3s^2\ 3p^4$	[Ne] $3s^2\ 3p^5$
Z_{ef} (aprox.)	1	5	6	7
n	3	3	3	3

a) Falso. La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^-\ \text{internos} = \#\ e^-\ \text{externos}$$

Como todos los elementos propuestos pertenecen al mismo periodo ($n = 3$), la energía de ionización únicamente depende del valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores de la tabla, el elemento que tiene menor energía de ionización es Na.

Consultando la bibliografía, los valores de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

Na (496) < S (1.000) < P (1.012) < Cl (1.251)

b) Falso. La afinidad electrónica, E_{ea}, es la energía que desprende un átomo en estado gaseoso cuando capta un electrón.

Como todos los elementos propuestos pertenecen al mismo periodo ($n = 3$), la afinidad electrónica únicamente depende del valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores de la tabla, el elemento que tiene mayor afinidad electrónica es Cl.

Consultando la bibliografía, los valores de la afinidad electrónica (kJ mol^{-1}) son:

Na (−53) < P (−72) < S (−200) < Cl (−349)

c) **Verdadero**. El poder oxidante de un elemento mide su capacidad de oxidar a otros elementos y captar electrones y reducirse.

Según se ha visto en el apartado anterior el elemento que tiene más capacidad para captar electrones (mayor afinidad electrónica) es Cl.

d) Falso. El poder reductor de un elemento mide su capacidad de reducir a otros elementos y ceder electrones y oxidarse y, según se ha visto en el apartado a) el elemento que tiene más capacidad para ceder electrones (menor energía de ionización) es Na.

e) Falso. Como todos los elementos propuestos son del tercer periodo ($n = 3$), el radio únicamente depende del valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores de la tabla, el elemento que tiene mayor radio atómico es el que tiene menor Z_{ef}, el Na.

Consultando la bibliografía, los valores del radio (pm) son:

$$\text{Na (186)} > \text{P (110)} > \text{S (104)} > \text{Cl (99)}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.26. ¿A qué elemento, de entre los siguientes, le corresponde el menor valor de la segunda energía de ionización?
a) Na
b) K
c) Ar
d) Mg
e) Li
f) S

(O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. Galicia 2018)

La segunda energía de ionización, E_{i_2}, se define como:

"la energía que debe absorber un ion M^+ en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraido por el núcleo".

$$M^+(g) + E_{i_2} \rightarrow M^{2+}(g) + e^-$$

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos y de sus respectivos iones monopositivos son, respectivamente:

Na $(Z = 11) \rightarrow$ [Ne] $3s^1$	$Na^+ \rightarrow$ [He] $2s^2\ 2p^6$
Mg $(Z = 12) \rightarrow$ [Ne] $3s^2$	$Mg^+ \rightarrow$ [He] $2s^2\ 2p^6$
Ar $(Z = 18) \rightarrow$ [Ne] $3s^2\ 3p^6$	$Ar^+ \rightarrow$ [Ne] $3s^2\ 3p^5$
K $(Z = 19) \rightarrow$ [Ar] $4s^1$	$K^+ \rightarrow$ [Ne] $3s^2\ 3p^6$
Li $(Z = 3) \rightarrow$ [He] $2s^1$	$Li^+ \rightarrow 1s^2$
S $(Z = 16) \rightarrow$ [Ne] $3s^2\ 3p^4$	$S^+ \rightarrow$ [Ne] $3s^2\ 3p^3$

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^-\ \text{internos} = \#\ e^-\ \text{externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na^+	Mg^+	Ar^+	K^+	Li^+	S^+
Z	11	12	18	19	3	16
Config. Elect.	[He] $2s^2\ 2p^6$	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2\ 3p^5$	[Ne] $3s^2\ 3p^6$	$1s^2$	[Ne] $3s^2\ 3p^3$
Z_{ef} (aprox.)	> 8	> 2	> 8	> 8	> 2	> 6
n	2	3	3	3	1	3

Tendrá menor segunda energía de ionización el elemento que presente mayor valor de n y menor valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores la tabla, la menor segunda energía de ionización le corresponde al Mg.

Consultando la bibliografía, los valores de E_{i_2} (kJ mol^{-1}) son:

Mg (1.450) < S (2.251) < Ar (2.665) < K (3.051) < Na (4.562) < Li (7.297)

La respuesta correcta es la **d**.

3.27. ¿A cuál de los siguientes elementos pueden corresponder las siguientes sucesivas energías de ionización expresadas en eV: 6,0; 18,8; 28,4; 120,0 y 153,8?
a) Na
b) Mg
c) Al
d) Si
e) P

(O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.N. Sevilla 2010)

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:

Na ($Z = 11$) → [Ne] $3s^1$ Mg ($Z = 12$) → [Ne] $3s^2$

Al ($Z = 13$) → [Ne] $3s^2\ 3p^1$ Si ($Z = 14$) → [Ne] $3s^2\ 3p^2$

P ($Z = 15$) → [Ne] $3s^2\ 3p^3$

Suponiendo que la energía de ionizacion, E_i es proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} y, haciendo la aproximación de que un electrón apantalla a un protón, los valores de $Z_{ef} = 1, 2, 3, \ldots$determinan que los electrones que se encuentran en un mismo orbital presentan la relación $E_i/Z_{ef} \approx$ cte.

En este caso:

$$E_{i_1} = \frac{6,0}{1} = 6,0 \text{ eV}$$

Este valor muy diferente a los siguientes indica que el electrón más externo se encuentra solo en su orbital.

$$E_{i_2} = \frac{18,8}{2} = 9,4 \text{ eV} \qquad E_{i_3} = \frac{28,4}{3} = 9,5 \text{ eV}$$

Estos dos valores, $E_{i_2} \approx E_{i_3}$, no mucho más grandes que el anterior, indican que estos electrones deben estar situados en un orbital de la misma capa que el anterior. Al existir solo dos electrones en este tipo de orbital este se trata de un orbital s y, por tanto, el electrón anterior debe estar situado en un orbital p.

$$E_{i_4} = \frac{120,0}{4} = 30,0 \text{ eV} \qquad E_{i_5} = \frac{153,8}{5} = 30,8 \text{ eV}$$

Estos dos valores, $E_{i_4} \approx E_{i_5}$, muy superiores a los anteriores, indican que estos electrones deben estar situados en un orbital con un valor de n inferior a los anteriores, que debe ser un orbital p.

De acuerdo con lo expuesto, la configuración electrónica externa del elemento debe ser $(n-1)p^6\ ns^2\ np^1$ y, de los elementos propuestos, el que tiene una configuración electrónica de ese tipo es el Al.

La respuesta correcta es la **c**.

3.28. P y Q son átomos de distintos elementos situados en el mismo período y que tienen 5 y 7 electrones de valencia, respectivamente. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta respecto a dichos átomos?
a) P tiene una mayor primera energía de ionización que Q.
b) Q tiene menor afinidad electrónica que P.
c) P tiene mayor radio atómico que Q.
d) El enlace P–Q será apolar.

(O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. La Rioja 2016)

a) Falso. La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\text{i} = 1.312\frac{Z_\text{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\text{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\text{ef} = Z - \#\ \text{e}^- \text{ internos} = \#\ \text{e}^- \text{ externos}$$

Como ambos elementos pertenecen al mismo periodo, el factor determinante de la energía de ionización es el valor de Z_ef, que será mayor en el elemento que tenga mayor Z_ef, en este caso, Q.

b) Falso. La afinidad electrónica, E_ea, es la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón.

Como ambos elementos pertenecen al mismo periodo, el factor determinante de la afinidad electrónica es el valor de Z_ef, que será mayor en el elemento que tenga menor Z_ef, en este caso, P.

c) **Verdadero**. Como ambos elementos pertenecen al mismo periodo, el factor determinante del radio atómico es el valor de Z_ef, que será mayor en el elemento que tenga menor Z_ef, en este caso, P.

d) Falso. Como se trata de elementos diferentes, tienen distinta electronegatividad, lo que determina que el más electronegativo atraiga más hacia si los electrones de su enlace con el otro, por lo que el enlace entre ambos es polar.

La respuesta correcta es la **c**.

3.29. ¿Cuál de los siguientes conceptos es correcto?
a) La afinidad electrónica es la energía necesaria para que un elemento capte un electrón.
b) La afinidad electrónica es la energía desprendida cuando un elemento capta un electrón.
c) La afinidad electrónica viene dada esquemáticamente por la siguiente notación:

$$\text{A(g)} + \text{e}^- \rightarrow \text{A}^-\text{(g)} + \text{energía}$$

d) La afinidad electrónica de los elementos del grupo 17 (VII A) es negativa.
e) Un elemento que presente una afinidad electrónica alta presentará una energía de ionización baja.

(O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Extremadura 2003)

La afinidad electrónica es la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón. Es la energía asociada al proceso de formación de aniones y se representa mediante el siguiente proceso:

$$\text{A(g)} + \text{e}^- \rightarrow \text{A}^-\text{(g)} + E_\text{ea}$$

a) Falso. El proceso se define para un átomo y no para un elemento y, además, es energía desprendida.

b) Falso. La energía es para un átomo y no para un elemento.

c) **Verdadero**. La ecuación propuesta es correcta.

d) **Verdadero**. Los elementos del grupo 17 tienen la configuración electrónica externa $ns^2\ np^5$ de modo que les falta un único electrón para conseguir una configuración electrónica muy estable de gas noble. Por este motivo, tienen afinidad electrónica negativa ya que, desprenden energía al captar dicho electrón.

e) Falso. Los elementos que tienen valores altos de la afinidad electrónica se caracterizan por su tendencia a captar electrones y no a cederlos, por lo que también tienen altas energías de ionización.

Las respuestas correctas son **c** y **d**.

3.30. El orden creciente de la primera energía de ionización para los elementos: N (Z = 7), Ne (Z = 10), Na (Z = 11) y P (Z = 15) es:
a) Na < P < N < Ne
b) N < Na < P < Ne
c) Na < N < P < Ne
d) P < Na < Ne < N

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\text{i} = 1.312\frac{Z_\text{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\text{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\text{ef} = Z - \text{\# e}^- \text{ internos} = \text{\# e}^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	N	Ne	Na	P
Z	7	10	11	15
Config. Elect.	[He] $2s^2\ 2p^3$	[He] $2s^2\ 2p^6$	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2\ 3p^3$
Z_ef (aprox.)	5	8	1	5
n	2	2	3	3

De acuerdo con los valores de la tabla, las mayores energías de ionización corresponden a los elementos con menor valor de n (Ne y N) y, de ambos, el valor máximo al Ne que presenta mayor valor de Z_ef.

Con respecto a los elementos del tercer periodo (Na y P), la menor energía de ionización le corresponde al Na por tener menor Z_ef.

El orden creciente correcto de energías de ionización es:

Na < P < N < Ne

Consultando la bibliografía, los valores de las energías de ionización (kJ mol^{-1}) son:

Na (496) < P (1.012) < N (1.402) < Ne (2.081)

La respuesta correcta es la **a**.

3.31. Ordene los siguientes elementos por orden creciente de energía de ionización:
a) Rb < Mg < Ca
b) Rb < Ca < Mg
c) Ca < Mg < Rb
d) Mg < Rb < Ca

(O.Q.L. Baleares 2003)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\text{i} = 1.312\frac{Z_\text{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\text{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Mg	Ca	Rb
Z	12	20	37
Config. Elect.	[Ne] $3s^2$	[Ar] $4s^2$	[Kr] $5s^1$
Z_{ef} (aprox.)	2	2	1
n	3	4	5

De acuerdo con los valores de la tabla, el elemento con menor energía de ionización es el Rb (menor Z_{ef} y mayor n). Los elementos Mg y Ca tienen el mismo valor de Z_{ef}, por lo que el factor determinante es el valor de n. Entre ambos, tiene menor energía de ionización el Ca que tiene menor valor de n.

El orden creciente de energía de ionización correcto es:

$$Rb < Ca < Mg$$

Consultando la bibliografía, los valores de las energías de ionización (kJ mol^{-1}) son:

$$Rb\ (403) < Ca\ (590) < Mg\ (738)$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.32. La configuración electrónica de H, He^+ y Li^{2+} es $1s^1$. Por tanto:
a) La energía de ionización es la misma para los tres.
b) El radio de cada uno de ellos es el mismo.
c) La energía de ionización del Li^{2+} es mayor que la de He^+.
d) El radio de H es menor que el de Li^{2+}.

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. Murcia 2009)

Se trata de especies isoelectrónicas que tienen la misma configuración electrónica para las que se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	H	He^+	Li^{2+}
Z	1	2	3
Estr. Elect.	$1s^1$	$1s^1$	$1s^1$
Z_{ef} (aprox.)	1	> 1	> 2
n	1	1	1

a) Falso. La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

De acuerdo con los valores de la tabla, la mayor energía de ionización le corresponde a la especie con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} que, en este caso, es Li^{2+}; a continuación, He^+ y, finalmente, el H. El orden creciente de las energías de ionización es:

$$H < He^+ < Li^{2+}$$

Consultando la bibliografía, los valores de las energías de ionización (kJ mol^{-1}) son:

$$H\ (1.312) < He^+\ (5.250) < Li^{2+}\ (11.813)$$

b) Falso. Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, en este caso, $1s^2$, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z. De acuerdo con los valores de la tabla, el orden creciente de radios es:

$$Li^{2+} < He^{+} < H$$

c) **Verdadero**. Según ha justificado en el apartado a).

d) Falso. Según ha justificado en el apartado b).

La respuesta correcta es la **c**.

3.33. Dadas las configuraciones electrónicas de los átomos:

$$A = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1 \qquad B = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 6p^1$$

Se puede asegurar que:

a) A y B representan átomos de elementos distintos.

b) La energía para arrancar un electrón a B es mayor que para A.

c) A y B tienen distinta masa atómica.

d) Se trata de átomos de un mismo elemento y la energía de ionización de A y B es la misma.

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. Murcia 2008)

a) Falso. Las configuraciones A y B tienen el mismo número de electrones, la diferencia entre ambas estriba en que en la estructura B se incumple el principio de mínima energía ya que, se ha ocupado el orbital 6s antes de completarse el 3s. Por este motivo, la configuración A corresponde al estado fundamental del átomo y la configuración B corresponde a un estado excitado.

b) Falso. La energía para arrancar un electrón en el átomo B situado en el orbital 6p, más alejado del núcleo, es menor que en el átomo A, que se encuentra en el orbital 3s, más cercano al núcleo.

c) Falso. Para conocer la masa es necesario saber la composición del núcleo, es decir, el número másico.

d) **Verdadero**. Como se trata de átomos del mismo elemento deben tener idéntica de energía de ionización, solo que cuando se arranca el electrón de B, átomo que no está en el estado fundamental, no puede llamarse energía de ionización.

La respuesta correcta es la **d**.

3.34. Solo una de las expresiones siguientes es correcta para definir la afinidad electrónica de un elemento, señale cuál:

a) La energía que libera un elemento en estado gaseoso cuando adquiere un electrón.

b) La energía que se debe aportar a un elemento para arrancarle un electrón.

c) La tendencia relativa que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones compartidos con otro átomo.

d) Una medida de la polaridad de los enlaces covalentes en una molécula.

e) Es la energía asociada a la captación de un electrón por parte de un átomo neutro para formar un ion mononegativo gaseoso.

f) Es la energía que debe aportarse para arrancar un electrón a un átomo neutro para formar un ion monopositivo gaseoso.

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. La Rioja 2014)

La afinidad electrónica, E_{ea}, se define como la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón. Es la energía asociada al proceso de formación de aniones y se representa mediante el siguiente proceso:

$$A(g) + e^- \rightarrow A^-(g) + E_{ea}$$

La respuesta correcta es la **e**.

3.35. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?
a) La energía de ionización depende de la carga del núcleo.
b) La energía de ionización depende del efecto pantalla.
c) La energía de ionización depende del radio.
d) La segunda energía de ionización es la energía que se ha de suministrar a un elemento neutro gaseoso para que se convierta en catión divalente.

(O.Q.L. Baleares 2004)

a-b-c) Verdadero. La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\text{i} = 1.312\frac{Z_\text{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\text{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\text{ef} = Z - \#\ \text{e}^- \text{ internos} = \#\ \text{e}^- \text{ externos}$$

d) **Falso**. La segunda energía de ionización se representa mediante el siguiente proceso:

$$\text{X}^+(\text{g}) + E_{\text{i}_2} \rightarrow \text{X}^{2+}(\text{g}) + \text{e}^-$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.36. Cuatro elementos A, B, C y D, tienen números atómicos 16, 19, 33 y 50, respectivamente. Ordene de mayor a menor carácter metálico:
a) B > D > C > A
b) B > A > D > C
c) A > C > D > B
d) D > B > A > C

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

El carácter metálico de un elemento está relacionado con su facilidad para perder electrones y formar cationes.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento A ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$. Se trata de un elemento que tiende a captar dos electrones y así adquirir configuración electrónica muy estable de gas noble. Tiene muy poco carácter metálico.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento B ($Z = 19$) es [Ar] $4s^1$. Se trata de un elemento que tiende a ceder un electrón y así adquirir configuración electrónica muy estable de gas noble. Tiene un elevado carácter metálico.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento C ($Z = 33$) es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^3$. Se trata de un elemento que tiende a captar tres electrones y así adquirir configuración electrónica muy estable de gas noble. Se trata de un metaloide y tiene algo de carácter metálico.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento D ($Z = 50$) es [Ar] $4s^1$. Se trata de un elemento que tiende a ceder dos o cuatro electrones y así adquirir configuración electrónica muy estable de gas noble. Tiene carácter metálico.

De acuerdo con lo expuesto, los elementos propuestos ordenados de mayor a menor carácter metálico:

B > D > C > A

La respuesta correcta es la **a**.

3.37. La carga nuclear efectiva del sodio es:
a) < 11 y > 10
b) < 10 y > 9
c) < 2 y > 1
d) < 1 y > 0
e) 0

(O.Q.N. Luarca 2005)

La carga efectiva de un átomo, Z_{ef}, se calcula mediante la siguiente expresión:

$$Z_{ef} = Z - \sigma \quad \rightarrow \quad \begin{cases} Z = \text{carga nuclear} \\ \sigma = \text{constante de apantallamiento} \end{cases}$$

La constante de apantallamiento se calcula mediante las reglas de Slater (1930) que dicen:

1. Escriba la configuración electrónica del elemento y agrupe los subniveles de la siguiente forma $(1s)\ (2s, 2p)\ (3s, 3p)\ (3d)\ (4s, 4p)\ (4d, 4f)\ (5s, 5p)$ ...

2. La contribución a la constante de apantallamiento de cada uno de los electrones situados a la derecha del grupo (ns, np) es 0.

3. La contribución a la constante de apantallamiento de cada uno de los electrones del mismo grupo es 0,35; excepto para el $1s$ que es 0,31.

▪ Si el electrón considerado es ns o np:

4. La contribución a la constante de apantallamiento de cada uno los electrones con n inferior en una unidad al electrón considerado es 0,85.

5. La contribución a la constante de apantallamiento de cada uno de los electrones con n inferior en dos unidades al electrón considerado es 1,00.

▪ Si el electrón considerado es nd o nf se mantienen las reglas 1,2 y 3 pero las reglas 4 y 5 se sustituyen por la regla 6:

6. La contribución a la constante de apantallamiento de cada uno de los electrones de los grupos situados a la izquierda del electrón considerado es 1,00.

La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es $(1s^2)\ (2s^2\ 2p^6)\ (3s^1)$.

El valor de la constante de apantallamiento, σ, para su último electrón es:

$$\sigma = 8\ (0{,}85) + 2\ (1{,}00) = 8{,}80$$

El valor de la carga efectiva, Z_{ef} es:

$$Z_{ef} = 11 - 8{,}80 = 2{,}20$$

Ninguna respuesta es correcta.

3.38. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más alta?
a) Berilio
b) Oxígeno
c) Carbono
d) Neón
e) Litio

(O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Sevilla 2006) (O.Q.L. Sevilla 2008)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Li	Be	C	O	Ne
Z	3	4	6	8	10
Config. Elect.	[He] $2s^1$	[He] $2s^2$	[He] $2s^2\ 2p^2$	[He] $2s^2\ 2p^4$	[He] $2s^2\ 2p^6$
Z_{ef} (aprox.)	1	2	4	6	8
n	2	2	2	2	2

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} (Z). De acuerdo con los valores la tabla, se trata del Ne.

Consultando la bibliografía, los valores de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

Li (520) < Be (900) < C (1.087) < O (1.314) < Ne (2.081)

La respuesta correcta es la **d**.

3.39. A medida que se desciende en un grupo de la tabla periódica, los metales se hacen más electropositivos y su energía de ionización se hace más baja.
a) Verdadero
b) Falso
c) Es más electropositivo al bajar, pero su energía de ionización se hace más alta.
d) Las electronegatividades son semejantes.

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. Málaga 2020)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Conforme se avanza en un grupo, el valor de n aumenta mientras que el de Z_{ef} se mantiene constante, por lo que la energía de ionización se hace menor. Al disminuir esta aumenta la electropositividad o, mejor dicho, disminuye la electronegatividad, del elemento.

La respuesta correcta es la **a**.

3.40. Con qué proceso relaciona la primera energía de ionización de un átomo:
a) Ganancia de un electrón por un átomo que forma parte de una molécula gaseosa.
b) Con el desprendimiento de energía que hay cuando un mol de átomos en estado gaseoso capta un electrón.
c) Con la energía necesaria para que un mol de átomos gaseosos pierda un electrón.
d) Con la energía necesaria para que un mol de átomos de un elemento químico sólido gane un electrón.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

La energía de ionización, E_i, es la energía que debe absorber un átomo en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraido por el núcleo. Si el proceso se refiere a un mol de átomos el valor se expresa en kJ mol^{-1}.

La respuesta correcta es la **c**.

3.41. De los siguientes elementos: Na, Mg, Al, S y Cl:
a) El más reductor es el cloro.
b) El óxido más básico es el de magnesio.
c) El más metálico es el aluminio.
d) El de mayor afinidad electrónica es el cloro.
e) El más oxidante es el azufre.

(O.Q.N. Vigo 2006)

a) Falso. La configuración electrónica abreviada del Cl ($Z = 17$) es [Ne] $3s^2\ 3p^5$. Como le falta un único electrón para completar su octeto, tiene tendencia a ganarlo y reducirse formando el ion Cl^- con una configuración electrónica de gas noble muy estable, [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

Las sustancias que tienen marcada tendencia a ganar electrones y reducirse son los oxidantes.

b) Falso. El sodio se combina con oxígeno y forma el óxido de sodio, Na_2O. Esta sustancia reacciona con agua formando hidróxido de sodio, NaOH, una base más fuerte que el hidróxido de magnesio, $Mg(OH)_2$.

$$Na_2O(s) + H_2O(l) \rightarrow 2\ NaOH(aq) \rightarrow 2\ Na^+(aq) + 2\ OH^-(aq)$$

c) Falso. La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$. Tiene una marcada tendencia a ceder ese electrón y oxidarse formando el ion Na^+ con una configuración electrónica de gas noble muy estable, [He] $2s^2\ 2p^6$.

La configuración electrónica abreviada del Al ($Z = 13$) es [Ne] $3s^2\ 3p^1$. Tiene también una marcada tendencia a ceder los tres electrones externos y oxidarse formando el ion Al^{3+} con una configuración electrónica de gas noble muy estable, [He] $2s^2\ 2p^6$.

Como el aluminio debe ceder tres electrones, mientras que el sodio solo debe ceder uno, puede decirse que el sodio tiene mayor carácter metálico que el aluminio.

d) **Verdadero**. Según se ha visto en el apartado a), de los elementos propuestos, el cloro (halógenos) es el que tiene una marcada tendencia a ganar electrones y reducirse, por lo que le corresponde la afinidad electrónica más elevada.

e) Falso. La configuración electrónica abreviada del S ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$. Como le faltan solo dos electrones para completar su octeto, tiene tendencia a ganarlos y reducirse formando el ion S^{2-} con una configuración electrónica de gas noble muy estable, [Ne] $3s^2\ 3p^6$ pero, tal como se ha visto en el apartado a), esto resulta más fácil en el cloro que solo debe ganar un electrón, por lo que el cloro es más oxidante que el azufre.

La respuesta correcta es la **d**.

3.42. Cuando se ordenan los elementos silicio, fósforo y azufre en orden creciente de energías de ionización, ¿cuál es el orden correcto?
a) Si, P, S
b) Si, S, P
c) S, Si, P,
d) P, S, Si

(O.Q.L. Madrid 2006)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^-\ \text{internos} = \#\ e^-\ \text{externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Si	P	S
Z	14	15	16
Config. Elect.	[Ne] $3s^2\ 3p^2$	[Ne] $3s^2\ 3p^3$	[Ne] $3s^2\ 3p^4$
Z_{ef} (aprox.)	4	5	6
n	3	3	3

Como se trata de elementos que pertenecen al mismo periodo, el factor determinante de la energía de ionización es el valor de la carga nuclear efectiva. La energía de ionización debería aumentar al aumentar Z, sin embargo, existe una pequeña anomalía en el caso de los elementos fósforo y azufre. La anomalía se debe a que, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

el fósforo tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, sin embargo, el azufre tiene dos electrones apareados en mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite la eliminación de este último electrón.

Fósforo			
$3s$	$3p$		
↑↓	↑	↑	↑

Azufre			
$3s$	$3p$		
↑↓	↑↓	↑	↑

De acuerdo con lo expuesto, el orden creciente de la energía de ionización para estos elementos es:

Si < S < P

Consultando la bibliografía, los valores de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

Si (787) < S (1.000) < P (1.012)

La respuesta correcta es la **b**.

3.43. Dados cinco elementos químicos de la tabla periódica cuyos números atómicos (Z) son, 11, 12, 13, 18 y 19. El orden, de mayor a menor, de la primera energía de ionización es:
a) 18 > 12 > 13 > 11 > 19
b) 18 > 13 > 12 > 11 > 19
c) 18 > 12 > 13 > 19 > 11
d) 11 > 18 > 12 > 13 > 19

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Z	11	12	13	18	19
Config. Elect.	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2$	[Ne] $3s^2\ 3p^1$	[Ne] $3s^2\ 3p^6$	[Ar] $4s^1$
Z_{ef} (aprox.)	1	2	3	8	1
n	3	3	3	3	4

Los elementos 11, 12, 13 y 18 son del mismo periodo ($n = 3$) por lo que el factor determinante del valor de la energía de ionización es Z_{ef}. El elemento con mayor Z_{ef} es el que tiene mayor energía de ionización, en este caso es el 18 y el de menor el 11.

No obstante, existe una anomalía entre los valores correspondientes al 12 y 13. Se tiene que $Z_{ef}(13) > Z_{ef}(12)$, ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2p^1) que el segundo (s^2). Por tanto, $E_i(13)$ debería ser mayor que $E_i(12)$. Sin embargo, el único electrón p^1 del elemento con Z =13 se encuentra bien protegido por los electrones s^2 y los internos. Por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón p^1 que para quitar uno de los electrones s^2 apareados del mismo nivel de energía.

El elemento 19 pertenece al cuarto periodo ($n = 4$) y además tiene $Z_{ef} = 1$, muy baja, por lo que le corresponde la menor energía de ionización de todos los propuestos.

Teniendo en cuenta los valores de la tabla, el orden creciente de la energía de ionización es:

$$18 > 12 > 13 > 11 > 19$$

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

$$_{18}\text{Ar}\ (1.521) > {}_{12}\text{Mg}\ (738) > {}_{13}\text{Al}\ (578) > {}_{11}\text{Na}\ (496) > {}_{19}\text{K}\ (419)$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.44. La reacción asociada a la energía de ionización es:
a) $Mg(g) + e^- \rightarrow Mg^-(g)$
b) $Mg(g) \rightarrow Mg^+(g) + e^-$
c) $Mg(s) \rightarrow Mg^+(g) + e^-$
d) $Mg(l) \rightarrow Mg^+(g) + e^-$
e) $Mg^+(g) \rightarrow Mg^{2+}(g) + e^-$
f) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Baleares 2006) (O.Q.L. La Rioja 2006)

La energía de ionización, E_i, es la energía que debe absorber un átomo en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraido por el núcleo. La ecuación química correspondiente al proceso es:

$$Mg(g) \rightarrow Mg^+(g) + e^-$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.45. El orden de las primeras energías de ionización de los elementos B, C, N, O y F es:
a) F < O < N < C < B
b) B < C < O < N < F
c) B < C < N < O < F
d) C < B < N < O < F
e) No varía

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.N. Castellón 2008)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^-\ \text{internos} = \#\ e^-\ \text{externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	B	C	N	O	F
Z	5	6	7	8	9
Config. Elect.	[He] $2s^2\ 2p^1$	[He] $2s^2\ 2p^2$	[He] $2s^2\ 2p^3$	[He] $2s^2\ 2p^4$	[He] $2s^2\ 2p^5$
Z_{ef} (aprox.)	3	4	5	6	7
n	2	2	2	2	2

Se trata de elementos del mismo periodo ($n = 2$), por lo que el factor determinante del valor de la energía de ionización es Z_{ef}. La energía de ionización debería aumentar al aumentar Z, sin embargo, existe una pequeña anomalía en el caso de los elementos nitrógeno y oxígeno. La anomalía se debe a que, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

el nitrógeno tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, sin embargo, el oxígeno tiene dos electrones apareados en mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite la eliminación de este último electrón.

Nitrógeno			
$2s$	$2p$		
↑↓	↑	↑	↑

Oxígeno			
$2s$	$2p$		
↑↓	↑↓	↑	↑

El orden creciente de la primera energía de ionización para estos elementos es:

B < C < O < N < F

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

B (801) < C (1.087) < O (1.314) < N (1.402) < F (1.681)

La respuesta correcta es la **b**.

3.46. Indique qué configuración electrónica corresponde al elemento con mayor afinidad electrónica:
a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$

(O.Q.L. La Rioja 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2015) (O.Q.L. Baleares 2016)

La afinidad electrónica se define como la energía que desprende un átomo cuando capta un electrón.

De los elementos propuestos, el que libera mayor cantidad de energía al captar un electrón es el que tiene la configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ ya que, cuando capta un electrón adquiere una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

La respuesta correcta es la **b**.

3.47. Para el proceso:

$$M(g) \rightarrow M^+(g) + e^-$$

¿cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?
a) Es siempre endotérmico.
b) Puede ser endotérmico o exotérmico.
c) Es siempre exotérmico.
d) Pone de manifiesto una reducción.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

La formación de cationes es una oxidación y, es un proceso que es siempre endotérmico ya que, se necesita comunicar energía (energía de ionización) al átomo para poder quitarle un electrón.

La respuesta correcta es la **a**.

3.48. La energía de ionización de los halógenos (F, Cl, Br, I):
a) Disminuye hacia abajo en el grupo.
b) Aumenta hacia abajo en el grupo.
c) Es la misma para todos por tener la misma distribución electrónica en su última capa.
d) Aumenta la aumentar el radio atómico.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un grupo se mantiene constante, mientras que el número de capas, n, aumenta conforme se desciende en el grupo. Por tanto, de acuerdo con lo expuesto, las energías de ionización en un grupo siguen orden decreciente:

$$F > Cl > Br > I$$

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

$$F\ (1.681) > Cl\ (1.251) > Br\ (1.140) > I\ (1.008)$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.49. Seleccione la relación que exprese correctamente el orden creciente de la primera energía de ionización de los elementos químicos Ar, S, Na y Si:
a) Ar, Si, S, Na
b) Na, S, Ar, Si
c) Na, Si, S, Ar
d) Si, S, Ar, Na

(O.Q.L. Murcia 2007)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^-\ \text{internos} = \#\ e^-\ \text{externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	Si	S	Ar
Z	11	14	16	18
Config. Elect.	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2\ 3p^2$	[Ne] $3s^2\ 3p^4$	[Ne] $3s^2\ 3p^6$
Z_{ef} (aprox.)	1	4	6	8
n	3	3	3	3

Se trata de elementos del mismo periodo (mismo valor de n) por lo que el factor determinante del valor de E_i es Z_{ef}. La energía de ionización aumenta conforme aumenta el valor de Z_{ef}.

El orden creciente de la energía de ionización para estos elementos es:

$$Na < Si < S < Ar$$

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

$$Na\ (496) < Si\ (787) < S\ (1.000) < Ar\ (1.521)$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.50. Considerando los elementos Rb, K, F y Br, indique la frase correcta:
a) El K es el que tiene menor energía de ionización y el Br la mayor afinidad electrónica.
b) El Rb y el K tienen la misma energía de ionización, y el Br y el F la misma afinidad electrónica.
c) El K es el que tiene menor energía de ionización y el Br la menor afinidad electrónica.
d) El Rb es el que tiene menor energía de ionización y el F la mayor afinidad electrónica.

(O.Q.L. Baleares 2007)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\text{i} = 1.312\frac{Z_\text{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\text{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\text{ef} = Z - \text{\# e}^- \text{ internos} = \text{\# e}^- \text{ externos}$$

La afinidad electrónica, E_ea, varía de acuerdo con los mismos parámetros que la energía de ionización. El valor máximo le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_ef (Z), aunque presenta una anomalía en el caso de la pareja flúor-cloro, en la que el valor máximo le corresponde al cloro ya que debido al pequeño tamaño del átomo de flúor son muy grandes las fuerzas de repulsión entre electrones lo que dificulta la incorporación de un nuevo elecrón.

La menor energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de n y menor valor de Z_ef, que en este caso, será un metal, mientras que para la afinidad electrónica ocurre justamente lo contrario.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	F	K	Br	Rb
Z	9	19	35	37
Config. Elect.	[He] $2s^2\ 2p^5$	[Ar] $4s^1$	[Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$	[Kr] $5s^1$
Z_ef (aprox.)	7	1	7	1
n	2	4	4	5

De acuerdo con los valores de la tabla:

- Entre los no metales, F y Br, la afinidad electrónica más alta le corresponde al F.
- Entre los metales, K y Rb, la energía de ionización más baja le corresponde al Rb.

La respuesta correcta es la **d**.

3.51. Las especies H, He^+ y Li^{2+} son isoelectrónicas. ¿Cuál posee mayor energía de ionización y cuál mayor radio?
a) Mayor energía de ionización el H y mayor radio el Li^{2+}.
b) Mayor energía de ionización el He^+ y mayor radio el Li^{2+}.
c) Mayor energía de ionización el Li^{2+} y mayor radio el H.
d) Mayor energía de ionización el Li^{2+} y mayor radio el Li^{2+}.
e) Los tres tienen igual energía de ionización e igual radio.

(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Granada 2018)

La configuración electrónica de las tres especies H, He^+ y Li^{2+} es $1s^1$, y sus números atómicos son respectivamente, 1, 2 y 3.

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\text{i} = 1.312\frac{Z_\text{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\text{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

El valor de la constante de apantallamiento es 0 para las tres especies ya que al ser su configuración electrónica $1s^1$ no hay ningún electrón apantallando. Por tanto, para dichas especies $Z = Z_{ef}$.

▪ Se trata de especies con el mismo valor de n, por lo que el factor determinante del valor de la energía de ionización es Z_{ef}. La energía de ionización disminuye con el valor de Z. De acuerdo con lo expuesto:

$$E_i(Li^{2+}) > E_i(He^+) > E_i(H)$$

▪ En especies isoelectrónicas, el radio disminuye conforme aumenta la carga nuclear efectiva, por lo que el orden de los radios es:

$$r(H) > r(He^+) > r(Li^{2+})$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.52. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene mayor energía de ionización?
a) Sb
b) As
c) N
d) P
e) Si

(O.Q.L. Murcia 2008) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. Murcia 2016) (O.Q.L. Murcia 2017)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	N	P	As	Sb	Si
Z	7	15	33	51	14
Config. elect.	[He] $2s^2\ 2p^3$	[Ne] $3s^2\ 3p^3$	[Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^3$	[Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^3$	[Ne] $3s^2\ 3p^2$
Z_{ef} (aprox.)	5	5	5	5	4
n	2	3	4	5	3

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} (Z). De acuerdo con los valores la tabla, se trata del N.

Consultando la bibliografía, los valores de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

Si (787) < Sb (834) < As (947) < P (1.012) < N (1.402)

La respuesta correcta es la **c**.

3.53. Dadas las configuraciones electrónicas de dos átomos:
A: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ **B: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$**
Señale la respuesta correcta:
a) La primera energía de ionización de A es mayor que la de B.
b) Las primeras energías de ionización de los dos átomos son iguales.
c) El elemento B es el sodio.
d) El elemento A es más metálico que B.

(O.Q.L. Madrid 2008)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\mathrm{i} = 1.312\frac{Z_\mathrm{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\mathrm{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\mathrm{ef} = Z - \#\ \mathrm{e}^- \text{ internos} = \#\ \mathrm{e}^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_ef.

Ambos elementos pertenecen al grupo 1 (metales alcalinos) de la tabla periódica ya que, solo tienen un electrón en su capa más externa, por este motivo la carga nuclear efectiva es la misma para los dos, por lo que el factor determinante de la energía de ionización es el valor de n. La mayor energía de ionización le corresponderá al elemento con menor valor de n.

a) **Verdadero**. La energía de ionización de A ($n = 3$) es mayor que la de B ($n = 4$).

b) Falso. Como ya se ha discutido.

c) Falso. El elemento B es el potasio ya se encuentra en el 4º periodo ($n = 4$).

d) Falso. El elemento B es más metálico que el A, ya que al tener menor energía de ionización cede más fácilmente electrones y se oxida.

La respuesta correcta es la **a**.

3.54. Señale la respuesta correcta, en relación a los elementos alcalinos:
a) El litio es el más reductor.
b) El Cs es menos electropositivo que el Li.
c) La primera energía de ionización aumenta del Li al Cs.
d) El Cs es el que tiene mayor tendencia a oxidarse.

(O.Q.L. Madrid 2008)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\mathrm{i} = 1.312\frac{Z_\mathrm{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\mathrm{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico, Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\mathrm{ef} = Z - \#\ \mathrm{e}^- \text{ internos} = \#\ \mathrm{e}^- \text{ externos}$$

Los metales alcalinos tienen un único electrón en su capa más externa, por este motivo la carga nuclear efectiva es la misma para todos, por lo que el factor determinante de la energía de ionización es el valor de n. La menor energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de n.

a) Falso. De todos los alcalinos, el más reductor es el que se oxide más fácilmente, es decir, el que tenga menor energía de ionización, el cesio ($n = 6$).

b) Falso. El cesio cede más fácilmente electrones, es el menos electronegativo (más electropositivo).

c) Falso. La energía de la primera ionización disminuye a medida que aumenta el valor de n. Es máxima para el litio ($n = 2$) y mínima para el cesio ($n = 6$).

d) **Verdadero**. El cesio al tener menor energía de ionización, cede más fácilmente electrones y se oxida con mayor facilidad.

La respuesta correcta es la **d**.

3.55. Diga cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas:
i) La primera energía de ionización del cesio es mayor que la del bario.
ii) La primera energía de ionización de He^+ es la misma que la segunda del átomo de helio.
iii) La afinidad electrónica de un catión es mayor que la del átomo correspondiente.
a) La primera y la segunda.
b) La primera y la tercera.
c) La segunda y la tercera.
d) Las tres.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}.

i) Falso. Se trata de elementos del mismo periodo, por lo que el factor determinante del valor de E_i es Z_{ef}. La energía de ionización es mayor para el elemento que tenga mayor valor de Z_{ef}. Como $Z_{ef}(Ba) > Z_{ef}(Cs)$, se cumple que, $E_i(Ba) > E_i(Cs)$.

ii) **Cierto**. En el primer caso se trata del proceso:

$$He^+ + E_{i_2} \rightarrow He^{2+} + e^-$$

En el segundo caso, el proceso es:

$$He + E_{i_1} \rightarrow He^+ + e^-$$

$$He^+ + E_{i_2} \rightarrow He^{2+} + e^-$$

Como se observa, en ambos procesos se obtiene He^{2+}, por tanto, $E_{i_1}(He^+) = E_{i_2}(He)$.

iii) **Cierto**. El proceso de captación de un electrón por parte de un catión está favorecido:

$$M^+ + e^- \rightarrow M + E_{ea}$$

ya que, el catión, especie cargada positivamente, tiene afinidad por las cargas negativas.

La respuesta correcta es la **c**.

3.56. En relación con las energías de ionización, ¿cuál de las siguientes propuestas es verdadera?
a) Las energías de ionización sucesivas disminuyen a medida que lo hace el estado oxidación.
b) En un grupo, la energía de la primera ionización aumenta con el aumento del número atómico.
c) Las energías de ionización sucesivas aumentan a medida que lo hace el estado oxidación.
d) La formación de iones positivos es siempre un proceso exotérmico.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

a-c) **Verdadero**. En el caso de un elemento, su número de oxidación aumenta al aumentar el número de electrones que pierde y con ello también aumenta su carga nuclear efectiva y, por tanto, su energía de ionización. Las energías de ionización sucesivas de un elemento son cada vez mayores.

Las propuestas a y c son la misma.

b) Falso. En un grupo, la carga nuclear efectiva se mantiene constante, lo que hace que el factor determinante del valor de la energía de ionización sea el valor de n. Conforme aumenta el valor de n, la energía de ionización disminuye.

d) Falso. La energía de ionización es la energía necesaria para extraer el electrón más débilmente atraído de un átomo en estado gaseoso. Corresponde al proceso:

$$\mathrm{M} + E_\mathrm{i} \rightarrow \mathrm{M}^+ + \mathrm{e}^-$$

E_i tiene valor positivo ya que, se trata de una energía absorbida, por lo que el proceso es endotérmico.

Las respuestas correctas son **a** y **c**.

3.57. ¿Con qué elemento se necesita menos energía para obtener un ion monovalente positivo?
a) Sodio
b) Rubidio
c) Flúor
d) Argón

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La energía necesaria para formar un ion monovalente positivo es la primera energía de ionización, E_{i_1}, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\mathrm{i} = 1.312\frac{Z_\mathrm{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\mathrm{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\mathrm{ef} = Z - \#\ \mathrm{e}^-\ \text{internos} = \#\ \mathrm{e}^-\ \text{externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	F	Na	Ar	Rb
Z	9	11	18	37
Config. Elect.	[He] $2s^2\ 2p^5$	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2\ 3p^6$	[Kr] $5s^1$
Z_ef (aprox.)	7	1	8	1
n	2	3	3	5

La menor energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de n y menor valor de Z_ef (Z). De acuerdo con los valores la tabla, se trata del Rb.

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

$$\mathrm{Rb}\ (403) < \mathrm{Na}\ (496) < \mathrm{Ar}\ (1.521) < \mathrm{F}\ (1.681)$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.58. ¿Cuál de los siguientes procesos requiere mayor energía?
a) $\mathrm{Na(g) \rightarrow Na^+(g) + e^-}$
b) $\mathrm{Na^+(g) \rightarrow Na^{2+}(g) + e^-}$
c) $\mathrm{Cs(g) \rightarrow Cs^+(g) + e^-}$
d) $\mathrm{Cs^+(g) \rightarrow Cs^{2+}(g) + e^-}$
e) $\mathrm{K(g) \rightarrow K^+(g) + e^-}$

(O.Q.N. Ávila 2009)

Se trata de procesos de ionización de átomos neutros. La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	Na^+	Cs	Cs^+	K
Z	11	11	55	55	19
Config. Elect.	[Ne] $3s^1$	[He] $2s^2\ 2p^6$	[Xe] $6s^1$	[Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^6$	[Ar] $4s^1$
Z_{ef} (aprox.)	1	> 8	1	> 8	1
n	3	2	6	5	4

La mayor energía de ionización le corresponde a la especie con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} (Z). De acuerdo con los valores la tabla, se trata del Na^+.

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

$$Cs\ (376) < K\ (419) < Na\ (496) < Cs^+\ (2.421) < Na^+\ (4.562)$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.59. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más alta?
a) Sodio
b) Aluminio
c) Calcio
d) Fósforo
e) Magnesio

(O.Q.L. Murcia 2009) (O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Sodio	Aluminio	Calcio	Fósforo	Magnesio
Z	11	13	20	15	12
Config. Elect.	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2\ 3p^1$	[Ar] $4s^2$	[Ne] $3s^2\ 3p^3$	[Ne] $3s^2$
Z_{ef} (aprox.)	1	3	2	5	2
n	3	3	4	3	3

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} (Z). De acuerdo con los valores la tabla, se trata del P.

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

$$Na\ (496) < Al\ (578) < Ca\ (590) < Mg\ (738) < P\ (1.012)$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.60. Si escucha esta afirmación: "la energía de ionización del Na es 5,14 eV y la del Mg 7,64 eV" usted cree que:
a) Es al revés, porque el átomo de Mg es mayor que el de Na.
b) Es correcta, porque el átomo de Mg es mayor que el de Na.
c) El átomo de Mg es más pequeño que el de Na por lo que tal afirmación es correcta.
d) Se puede asegurar que la segunda energía de ionización del Na es menor que la segunda del Mg.

(O.Q.L. Murcia 2009) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\text{i} = 1.312\frac{Z_\text{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\text{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\text{ef} = Z - \#\ \text{e}^-\ \text{internos} = \#\ \text{e}^-\ \text{externos}$$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	Mg	Na^+	Mg^+
Z	11	12	11	12
Config. Elect.	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2$	[He] $2s^2\ 2p^6$	[Ne] $3s^1$
Z_ef (aprox.)	1	2	>8	>2
n	3	3	2	3

Como se trata de elementos del mismo periodo ($n = 3$) el factor que más influye en la mayor energía de ionización es el valor de carga nuclear efectiva pero, siendo más riguroso, si se tiene en cuenta el tamaño del átomo, hay que decir que, dentro de un periodo, este decrece al aumentar el valor de Z.

De acuerdo con lo expuesto, la mayor energía de ionización le corresponde al elemento con mayor Z_ef y menor tamaño, en este caso el Mg.

Respecto a la segunda energía de ionización, de acuerdo con los valores de la tabla, le corresponde al Na^+.

Consultando la bibliografía, los valores de las energías de ionización (kJ mol^{-1}) son:

$$\text{Na}\ (496) < \text{Mg}\ (738) < \text{Mg}^+\ (1.450) < \text{Na}^+\ (4.562)$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.61. En relación con los valores de la energía de ionización, ¿cuál es la propuesta correcta?
a) Las energías de ionización sucesivas, para un mismo elemento, tienen valores absolutos menores.
b) El valor absoluto de la primera energía de ionización en un grupo aumenta con el número atómico.
c) Las energías de ionización corresponden siempre a procesos exotérmicos.
d) Los elementos alcalinos tienen valores de la primera energía de ionización menores que los elementos gases nobles.

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\text{i} = 1.312\frac{Z_\text{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\text{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

a) Falso. Conforme un átomo va perdiendo electrones aumenta su carga nuclear efectiva y, con ello, el valor de la energía de ionización.

b) Falso. Como la carga nuclear efectiva en un grupo se mantiene constante, el factor determinante en el valor de la energía de ionización es el número de capas electrónicas. La energía de ionización disminuye conforme aumenta el valor de n, es decir, el valor de Z.

c) Falso. La energía de ionización se define como la energía necesaria para extraer el electrón más débilmente atraído de un átomo en estado gaseoso. Corresponde al proceso:

$$M(g) + E_i \rightarrow M^+(g) + e^-$$

E_i tiene valor positivo ya que, se trata de una energía absorbida, por lo que el proceso es endotérmico.

d) **Verdadero**. Dentro un periodo, la carga nuclear efectiva, Z_{ef}, es mínima para el elemento alcalino y máxima para el elemento gas noble, mientras que el valor de n se mantiene constante para ambos, por tanto, el valor de la energía de ionización es menor para el alcalino que para el gas noble.

La respuesta correcta es la **d**.

3.62. Considerando el concepto de afinidad electrónica de un átomo, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) Los valores máximos corresponden a los gases nobles.
b) Generalmente es una magnitud endotérmica.
c) Es una energía constante para todos los elementos de un grupo.
d) Es una energía constante para todos los elementos de un periodo.

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

La afinidad electrónica, E_{ea}, se define como la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón. Es la energía asociada al proceso de formación de aniones y se representa mediante el siguiente proceso exotérmico:

$$X(g) + e^- \rightarrow X^-(g) + E_{ea}$$

a) Falso. Los gases nobles por tener su capa de valencia completa no tienen tendencia a captar electrones, por ello, sus valores de la afinidad electrónica son positivos ya que, hay que comunicar energía para poder introducir el electrón en una estructura muy estable.

b) Falso. Mientras que la primera afinidad electrónica, generalmente, corresponde a un proceso exotérmico, los valores de la segunda afinidad electrónica corresponden a procesos endotérmicos ya que, hay que comunicar energía vencer la repulsión que experimenta el electrón que se quiere introducir en una estructura que tiene carga negativa.

c-d) Falso. Los valores de la afinidad electrónica no siguen una tendencia regular ni dentro de un grupo, ni de un periodo.

Ninguna respuesta correcta.

3.63. En relación con los valores de la energía de ionización de los elementos químicos, ¿cuál de las siguientes propuestas es verdadera?
a) La energía de ionización disminuye con el aumento del carácter metálico.
b) La energía de ionización depende del número de neutrones que existen en el núcleo del elemento.
c) La energía de ionización disminuye con el aumento del estado oxidación.
d) La energía de ionización es independiente del número atómico.

(O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2019)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^-\ \text{internos} = \#\ e^-\ \text{externos}$$

a) **Verdadero**. Conforme aumenta el carácter metálico de un elemento aumenta su capacidad para perder electrones. Esto determina que la energía de ionización del elemento disminuya.

b) Falso. La energía de ionización no tiene ninguna relación con el número de neutrones del núcleo de un átomo.

c) Falso. El número de oxidación de un elemento aumenta al aumentar el número de electrones que pierde, lo que hace que aumente su carga nuclear efectiva y, por tanto, su energía de ionización. Esto motiva que las energías de ionización sucesivas de un elemento sean cada vez mayores.

d) Falso. La energía de ionización depende de la carga nuclear efectiva, Z_{ef}, es decir, del número de protones del núcleo.

La respuesta correcta es la **a**.

3.64. Las tres primeras energías de ionización del elemento X son 735, 1.445 y 7.730 kJ mol^{-1}, por lo que la forma del ion más estable de X es:
a) X^+
b) X^{2+}
c) X^{3+}
d) X^-

(O.Q.L. Valencia 2009)

Suponiendo que la energía de ionizacion, E_i, es proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} y, haciendo la aproximación de que un electrón apantalla a un protón, los valores de $Z_{ef} = 1, 2, 3, \ldots$determinan que los electrones que se encuentran en un mismo orbital presentan la relación $E_i/Z_{ef} \approx$ cte.

En este caso:

$$E_{i_1} = \frac{735}{1} = 735 \text{ kJ mol}^{-1} \qquad E_{i_2} = \frac{1.445}{2} = 722{,}5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Los dos primeros valores, $E_{i_1} \approx E_{i_2}$, indican que los dos primeros electrones están situados en un orbital ns.

$$E_{i_3} = \frac{7.730}{3} = 2.577 \text{ kJ mol}^{-1}$$

El siguiente valor, E_{i_3} mayor que los anteriores, indica que el siguiente electrón está situado en la capa anterior, en un orbital $(n-1)p$.

Por tanto, si el elemento X pierde los dos electrones más externos queda con la capa anterior completa y forma el ion X^{2+}.

La respuesta correcta es la **b**.

3.65. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:
a) La primera energía de ionización del boro es menor que la del berilio.
b) Existe un gran salto para la segunda y tercera energía de ionización del magnesio si se compara con la variación que experimenta en aluminio.
c) La tercera energía de ionización del nitrógeno es menor que la tercera del carbono mientras que las demás son mayores.
d) La energía de ionización de los halógenos sigue el orden F > Cl > Br > I.
e) La afinidad electrónica de los halógenos sigue el orden F > Cl > Br > I.

(O.Q.L. País Vasco 2009)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

a) Verdadero. Las configuraciones electrónicas abreviadas del Be ($Z = 4$) y B ($Z = 5$) son, respectivamente, [He] $2s^2$ y [He] $2s^2\ 2p^1$.

Ambos elementos pertenecen al mismo periodo ($n = 2$), lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte, Z_{ef} (B) > Z_{ef} (Be), ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2p^1) que el segundo (s^2). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del B debería ser mayor que la del Be. Sin embargo, ocurre lo contrario ya que el único electrón p^1 del boro se encuentra bien protegido por los electrones s^2 y los internos. Por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón p^1 del boro que para quitar uno de los electrones s^2 apareados del mismo nivel de energía del berilio.

b) Verdadero. La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) es [Ne] $3s^2$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados en el orbital $3s$, se transforma en el ion Mg^{2+} cuya configuración electrónica [He] $2s^2\ 2p^6$.

La configuración electrónica abreviada del Al ($Z = 13$) es [Ne] $3s^2\ 3p^1$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados uno en el orbital $3p$ y otro en el orbital $3s$, se transforma en el ion Al^{2+} cuya configuración electrónica [Ne] $3s^1$.

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} (Z). Por este motivo, el magnesio tiene una tercera energía de ionización mucho más elevada que la que del aluminio.

Consultando la bibliografía, los valores de las energías de ionización (kJ mol^{-1}) son:

$$E_{i_3}\ (Mg) = 7.733 >> E_{i_2}\ (Mg) = 1.451 \qquad E_{i_3}\ (Al) = 2.745 > E_{i_2}\ (Al) = 1.817$$

c) Verdadero. Las configuraciones electrónicas abreviadas del C ($Z = 6$) y N ($Z = 7$) son, respectivamente, [He] $2s^2\ 2p^2$ y [He] $2s^2\ 2p^3$.

Si carbono y nitrógeno ceden los tres electrones más externos se transforma en los iones C^{3+} y N^{3+} y adquieren las configuraciones electrónicas [He] $2s^1$ y [He] $2s^2$, respectivamente. Cuando el carbono pierde el cuarto electrón su configuración electrónica pasa a ser $1s^2$, la misma que la del helio. Por este motivo sus siguientes energías de ionización van a ser superiores a las que le corresponden al nitrógeno.

d) Verdadero. Para los elementos del grupo de los halógenos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	F	Cl	Br	I
Z	9	17	35	53
Config. Elect.	[He] $2s^2\ 2p^5$	[Ne] $3s^2\ 3p^5$	[Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$	[Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^5$
Z_{ef} (aprox.)	7	7	7	7
n	2	3	4	5

Como todos los halógenos pertenecen al mismo grupo, tienen la misma configuración electrónica externa, $ns^2\ np^5$, esto motiva que tengan el mismo valor de Z_{ef}, por lo que la variación de la energía de ionización depende, fundamentalmente, del valor de n. De acuerdo con lo expuesto, a menor valor de n se tiene mayor valor de la energía de ionización.

El orden decreciente de la energía de ionización para estos elementos es:

F > Cl > Br > I

Consultando la bibliografía, los valores de las energías de ionización (kJ mol^{-1}) son:

F (1.681) > Cl (1.251) > Br (1.140) > I (1.008)

e) **Falso**. La afinidad electrónica, E_{ea}, de un átomo se define como la energía que desprende cuando capta un electrón. El valor de la afinidad electrónica será tanto mayor cuanto menor sea n y mayor Z_{ef}.

Como la carga nuclear efectiva en un grupo se mantiene constante el valor de la afinidad electrónica depende, fundamentalmente, del valor de n. De acuerdo con lo expuesto, a menor valor de n se tiene mayor valor de la afinidad electrónica.

Se registra una anomalía ya que, es el cloro, y no el flúor, el elemento con mayor afinidad electrónica de la tabla periódica, al combinar una elevada carga y un tamaño adecuado que hace que la repulsión inter-lectrónica no sea tan elevada cuando se incorpora el nuevo electrón.

El orden decreciente de la afinidad electrónica para estos elementos es:

$$Cl > F > Br > I$$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_{ea} (kJ mol^{-1}) son:

Cl (–349) > F (–328) > Br (–325) > I (–270)

La respuesta correcta es la **e**.

3.66. ¿Qué ecuación representa la primera energía de ionización del calcio?
a) $Ca(s) \rightarrow Ca^+(g) + e^-$
b) $Ca(g) \rightarrow Ca^+(g) + e^-$
c) $Ca^+(g) \rightarrow Ca^{2+}(g) + e^-$
d) $Ca^{2+}(g) + e^- \rightarrow Ca^+(g)$

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La energía de ionización, E_i, es la energía que debe absorber un átomo en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraido por el núcleo. La ecuación química correspondiente al proceso es:

$$Ca(g) \rightarrow Ca^+(g) + e^-$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.67. ¿Qué proceso requiere mayor cantidad de energía?
a) $O(g) \rightarrow O^+(g) + e^-$
b) $O^+(g) \rightarrow O^{2+}(g) + e^-$
c) $O^{2-}(g) \rightarrow O^-(g) + e^-$
d) $O(g) + e^- \rightarrow O^-(g)$

(O.Q.L. Valencia 2010)

▪ Los procesos propuestos en a) y b), se corresponden la energía de la primera y segunda ionización, respectivamente. Se trata de procesos endotérmicos en los que se requiere energía.

Como la carga nuclear efectiva del O^+ es mayor que la del O, el electrón del primero está más fuertemente atraido por el núcleo, por lo que la energía asociada a la segunda ionización es mayor que la correspondiente a la primera:

$$O^+(g) \rightarrow O^{2+}(g) + e^-$$

▪ El proceso propuesto en c), es el opuesto al correspondiente a la segunda afinidad electrónica del oxígeno. Como la energía asociada a este proceso tiene signo positivo debido a que se trata de introducir un electrón en una especie con carga negativa, la energía del proceso c) tiene signo contrario, es decir, se libera energía en el proceso.

▪ El proceso propuesto en d), es el correspondiente a la primera afinidad electrónica del oxígeno. Se trata de un proceso exotérmico en el que se libera energía.

La respuesta correcta es la **b**.

3.68. De los siguientes átomos el de mayor afinidad electrónica es:
a) Cl
b) Br
c) F
d) I

(O.Q.L. Valencia 2010)

La afinidad electrónica, E_{ea}, de un átomo se define como la energía que desprende cuando capta un electrón. El valor de la afinidad electrónica será tanto mayor cuanto menor sea n y mayor Z_{ef}.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	F	Cl	Br	I
Z	9	17	35	53
Config. Elect.	[He] $2s^2\ 2p^5$	[Ne] $3s^2\ 3p^5$	[Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$	[Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^5$
Z_{ef} (aprox.)	7	7	7	7
n	2	3	4	5

Como la carga nuclear efectiva en un grupo se mantiene constante el valor de la afinidad electrónica depende, fundamentalmente, del valor de n. De acuerdo con lo expuesto, a menor valor de n se tiene mayor valor de la afinidad electrónica.

Se registra una anomalía ya que, es el cloro, y no el flúor, el elemento con mayor afinidad electrónica de la tabla periódica, al combinar una elevada carga y un tamaño adecuado que hace que la repulsión inter-lectrónica no sea tan elevada cuando se incorpora el nuevo electrón.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_{ea} (kJ mol^{-1}) son:

Cl (−349) > F (−328) > Br (−325) > I (−270)

La respuesta correcta es la **a**.

(Esta cuestión coincide con el apartado e) de la cuestión propuesta en País Vasco 2009).

3.69. De los siguientes elementos indique el que posee mayor afinidad electrónica:
a) Cl
b) N
c) O
d) S

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

La afinidad electrónica, E_{ea}, de un átomo se define como la energía que desprende cuando capta un electrón. El valor de la afinidad electrónica será tanto mayor cuanto menor sea n y mayor Z_{ef}.

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	N	O	S	Cl
Z	7	8	16	17
Config. Elect.	[He] $2s^2\ 2p^3$	[He] $2s^2\ 2p^4$	[Ne] $3s^2\ 3p^4$	[Ne] $3s^2\ 3p^5$
Z_{ef} (aprox.)	5	6	6	7
n	2	2	3	3

De acuerdo con los valores de la tabla, la mayor afinidad electrónica le corresponde al Cl.

Consultando la bibliografía, los valores de la afinidad electrónica (kJ mol^{-1}) son:

Cl (−349) > S (−200) > O (−181) > N (7)

La respuesta correcta es la **a**.

3.70. El orden de energía de ionización de los siguientes elementos es:
a) Cl > S > Fe > Na
b) S > Cl > Na > Fe
c) Na > Fe > S > Cl
d) Fe > Na > S > Cl

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	S	Cl	Fe
Z	11	16	17	26
Config. Elect.	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2\ 3p^4$	[Ne] $3s^2\ 3p^5$	[Ar] $4s^2\ 3d^6$
Z_{ef} (aprox.)	1	6	7	2
n	3	3	3	4

De acuerdo con los valores de la tabla, quitando al Fe, se trata de elementos del mismo periodo ($n = 3$) por lo que el factor determinante del valor de la energía de ionización es Z_{ef}, por lo que el valor máximo le corresponde al Cl, seguido del S que tiene menos carga efectiva. Por otra parte, los valores menores corresponden a Fe y Na, pero tiene Na menor energía de ionización debido a que su carga efectiva es más pequeña.

El orden decreciente de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) para estos elementos es:

Cl > S > Fe > Na

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

Cl (1.251) > S (1.000) > Fe (763) > Na (496)

La respuesta correcta es la **a**.

3.71. Dadas las configuraciones electrónicas de los átomos:

A = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ B = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$

a) B tiene que ser calcio.

b) A y B pertenecen al mismo grupo de la tabla periódica.

c) El radio atómico de A es menor que el de B.

d) La energía de ionización de B es mayor que la de A.

(O.Q.L. Murcia 2010)

a-b) Falso. De acuerdo con las configuraciónes electrónicas de ambos elementos se ve que se trata de elementos del mismo periodo ($n = 3$). El elemento A tiene un electrón de valencia (s^1) por lo que pertenece al grupo 1 de la tabla periódica y se trata del sodio; mientras que elemento B tiene dos electrones de valencia (s^2) por lo que pertenece al grupo 2 y se trata del magnesio.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	A (Na)	B (Mg)
Z	11	12
Config. Elect.	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2$
Z_{ef} (aprox.)	1	2
n	3	3

c) Falso. El radio de los elementos de un periodo disminuye conforme aumenta la carga nuclear Z del elemento, por lo que el radio del elemento A (Na) es mayor que el del elemento B (Mg).

Consultando la bibliografía, los valores de los radios atómicos (pm) son, Na (186) y Mg (160).

d) **Verdadero**. La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\mathrm{i} = 1.312\frac{Z_\mathrm{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\mathrm{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\mathrm{ef} = Z - \#\ \mathrm{e}^- \text{ internos} = \#\ \mathrm{e}^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_ef (Z). De acuerdo con los valores de la tabla, se trata del elemento B (Mg).

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son, Na (496) y Mg (738).

La respuesta correcta es la **d**.

3.72. ¿Cuál de las siguientes propuestas corresponde al orden creciente correcto de radio atómico y energía de ionización, respectivamente?
a) S, O, F, y F, O, S
b) F, S, O, y O, S, F
c) S, F, O, y S, F, O
d) F, O, S, y S, O, F
e) O, F, S y O, F, S

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Preselección Valencia 2014) (O.Q.L. Preselección Valencia 2017) (O.Q.L. Extremadura 2019) (O.Q.L. Baleares 2020)

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	O	F	S
Z	8	9	16
Config. Elect.	[He] $2s^2\ 2p^4$	[He] $2s^2\ 2p^5$	[Ne] $3s^2\ 3p^4$
Z_ef (aprox.)	6	7	6
n	2	2	3

▪ Siendo elementos de diferentes periodos, O y F ($n = 2$) y S ($n = 3$), el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas, por lo que O y F tienen menor tamaño que S.

Respecto elementos del mismo periodo O y F, es la carga nuclear efectiva el factor determinante del tamaño. En un periodo, esta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico lo que hace que la atracción nuclear sea mayor, por lo que el tamaño será menor. Por tanto, el tamaño del F es menor que el del O.

De acuerdo con lo expuesto, el orden creciente de radios atómicos es:

$$\mathrm{F} < \mathrm{O} < \mathrm{S}$$

Consultando la bibliografía, los valores de los radios atómicos (pm) son:

$$\mathrm{F}\ (72) < \mathrm{O}\ (73) < \mathrm{S}\ (104)$$

▪ La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\mathrm{i} = 1.312\frac{Z_\mathrm{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\mathrm{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\mathrm{ef} = Z - \#\ \mathrm{e}^- \text{ internos} = \#\ \mathrm{e}^- \text{ externos}$$

La menor energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de n y menor valor de Z_ef (Z), que en este caso, se trata del S. Los otros dos elementos son del segundo periodo ($n = 2$), por lo que

para ellos la energía de ionización depende, fundamentalmente, del valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores de la tabla, la mayor energía de ionización le corresponde al F.

De acuerdo con lo expuesto, el orden creciente de energías de ionización es:

S < O < F

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

S (1.000) < O (1.314) < F (1.681)

La respuesta correcta es la **d**.

(En la cuestión propuesta en Baleares 2020 se cambia energía de ionización por afinidad electrónica, que sigue la misma tendencia).

3.73. Las siguientes series de átomos están ordenadas según su primera energía de ionización. ¿Cuál de ellas es correcta?
a) Sn < As < Sr < Br
b) Br < Sr < Sn < As
c) Sr < Sn < As < Br
d) Sr < As < Br < Sn

(O.Q.L. La Rioja 2011)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	As	Br	Sr	Sn
Z	33	35	38	50
Config. Elect.	[Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^3$	[Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$	[Kr] $5s^2$	[Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^2$
Z_{ef} (aprox.)	5	7	2	4
n	4	4	5	5

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}. Los elementos con menor valor de n, As y Br, tienen mayor energía que ionización que los otros dos, Sr y Sn, que tienen un valor de n superior.

Entre los elementos As y Br, este último es el que posee el valor de Z_{ef} más elevado, por lo que le corresponde una energía de ionización más alta. Se puede aplicar el mismo razonamiento a los dos elementos con valor de $n = 5$, lo que indica que la energía de ionización del Sn es mayor que la del Sr.

De acuerdo con lo expuesto, el orden creciente de la energía de ionización para estos elementos es:

Sr < Sn < As < Br

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

Sr (549) < Sn (709) < As (947) < Br (1.140)

La respuesta correcta es la **c**.

3.74. Señale cuál de las propuestas es correcta:
a) La energía de ionización es siempre exotérmica.
b) Las energías de ionización sucesivas de un átomo son cada vez mayores.
c) Los elementos alcalinos tienen valores de la primera energía de ionización mayores que los gases nobles del mismo periodo.
d) La energía de ionización es la energía que hay que comunicar a un átomo en su estado fundamental para que gane un electrón.

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\text{i} = 1.312\frac{Z_\text{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\text{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\text{ef} = Z - \#\ \text{e}^- \text{ internos} = \#\ \text{e}^- \text{ externos}$$

a) Falso. La energía de ionización es la energía necesaria para extraer el electrón más débilmente atraído de un átomo en estado gaseoso. Corresponde al proceso:

$$\text{M(g)} + E_\text{i} \rightarrow \text{M}^+\text{(g)} + \text{e}^-$$

E_i tiene valor positivo ya que se trata de una energía absorbida, por lo que el proceso es endotérmico.

b) **Verdadero**. Conforme un átomo va perdiendo electrones aumenta su carga nuclear efectiva, Z_ef y, disminuye su tamaño, lo que hace que vaya aumentando su energía de ionización.

c) Falso. Dentro un periodo, la carga nuclear efectiva, Z_ef, es mínima para el elemento alcalino y máxima para el elemento gas noble, mientras que el valor de n se mantiene constante para ambos, por lo que la energía de ionización es mínima para el alcalino y máxima para el gas noble.

d) Falso. La energía de ionización corresponde al proceso en el que un átomo cede un electrón.

La respuesta correcta es la **b**.

3.75. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) La adición de un electrón al O^- es un proceso endotérmico.
b) La pérdida de un electrón del Li(g) es un proceso exotérmico.
c) La adición de un electrón al F(g) es un proceso endotérmico.
d) La pérdida de un electrón del H(g) es un proceso exotérmico.

(O.Q.L. Castilla y León 2012)

a) **Verdadero**. El proceso propuesto es el correspondiente a la segunda afinidad electrónica del oxígeno. Se trata de un proceso endotérmico ya que se trata de introducir un electrón en una especie con carga negativa.

b-d) Falso. El proceso propuesto es el correspondiente a la formación de un catión y, la energía asociada al mismo es la energía de ionización. Esta se define como la energía necesaria para extraer el electrón más alejado del núcleo de un átomo en estado gaseoso, por lo que se trata de un proceso endotérmico.

c) Falso. El proceso propuesto es el correspondiente a la formación de un anión y, la energía asociada al mismo es la afinidad electrónica. Esta se define como la energía que se desprende cuando un átomo en estado gaseoso capta un electrón, por lo que se trata de un proceso exotérmico.

La respuesta correcta es la **a**.

3.76. ¿Cuál es el orden correcto para los valores de la primera energía de ionización de los elementos siguientes?
a) He < Li < F < Ne
b) He > Li < F < Ne
c) He > Li > F > Ne
d) He > Li > F < Ne

(O.Q.L. Castilla y León 2012) (O.Q.L. Galicia 2015) (O.Q.L. Baleares 2016)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor de Z_{ef} (Z).

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	He	Li	F	Ne
Z	2	3	9	10
Config. Elect.	$1s^2$	[He] $2s^1$	[He] $2s^2\ 2p^5$	[He] $2s^2\ 2p^6$
Z_{ef} (aprox.)	2	1	7	8
n	1	2	2	2

De acuerdo con los valores de la tabla, la mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor de Z_{ef} (Z), que en este caso es el He, elemento de la tabla periódica que posee la primera energía de ionización más elevada. Esto se debe a que la carga nuclear efectiva es muy grande para un elemento tan pequeño.

Para los elementos del mismo periodo, Li, F y Ne, el factor determinante de la energía de ionización es el valor de la carga nuclear efectiva, máxima para el Ne y mínima para el Li.

El orden correcto de la primera energía de ionización (kJ mol^{-1}) para estos elementos es:

He > Li < F < Ne

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

Li (801) < F (1.681) < Ne (2.081) < He (2.372)

La respuesta correcta es la **b**.

3.77. La siguiente información sirve para responder esta pregunta y las tres que le siguen:
I. El elemento Aa tiene configuración ns^2 en su capa de valencia.
II. El elemento Bb, que está en el mismo grupo de Aa, tiene mayor radio atómico que Aa y se encuentra en el cuarto periodo.
III. El elemento Vv está en el mismo periodo que Aa y los cuatro números cuánticos de su electrón diferenciador son: $n = 3$, $l = 1$, $m_l = 1$ y $m_s = ½$.
IV. El elemento Xx tiene configuración en su capa de valencia $ns^2\ np^3$ y tiene mayor energía de ionización que Vv.
V. Si al elemento Xx se le añaden dos electrones en su capa de valencia adquiere la configuración electrónica del elemento Zz.
El elemento que tiene mayor afinidad electrónica es:
a) Aa b) Zz c) Vv d) Xx e) Bb

(O.Q.L. Cantabria 2011)

I. Si el elemento Aa tiene configuración ns^2 en su capa de valencia es que pertenece al grupo 2 de la tabla periódica.

II. Si el elemento Bb está en el mismo grupo de Aa y se encuentra en el cuarto periodo, el elemento Bb es el calcio (Ca).

III. Si el elemento Vv está en el mismo periodo que el Aa y sus cuatro números cuánticos son:

- $n = 3 \rightarrow$ tercer nivel de energía o periodo
- $l = 1 \rightarrow$ subnivel de energía p
- $m_l = 1 \rightarrow$ se ha ocupado un orbital $3p$
- $m_s = ½ \rightarrow$ no se ha completado el orbital $3p$

su configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^1$, por lo que se trata del aluminio (Al).

Como se sabe que el elemento Aa pertenece al tercer periodo y al grupo 2, este elemento es el magnesio (Mg).

IV. Si el elemento Xx tiene configuración electrónica en su capa de valencia $ns^2\ np^3$ quiere decir que pertenece al grupo 15 de la tabla periódica; y si tiene mayor energía de ionización que el elemento Vv (que pertenece al periodo 3), debe estar situado en el segundo periodo ya que, la energía de ionización disminuye en un periodo al aumentar el valor de n, por lo que se trata del nitrógeno (N).

V. La configuración electrónica del elemento Zz es la que resulta de añadir dos electrones a la configuración electrónica del elemento Xx, por lo que este pertenece al grupo 17 y periodo 2 de la tabla periódica. Se trata del flúor (F).

- La afinidad electrónica, E_{ea}, de un átomo se define como la energía que desprende cuando capta un electrón. El valor de la afinidad electrónica será tanto mayor cuanto menor sea n y mayor Z_{ef}.

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Aa (Mg)	Bb (Ca)	Vv (Al)	Xx (N)	Zz (F)
Config. Elect.	[Ne] $3s^2$	[Ar] $4s^2$	[Ne] $3s^2\ 3p^1$	[He] $2s^2\ 2p^3$	[He] $2s^2\ 2p^5$
Z_{ef} (aprox.)	2	2	3	5	7
n	3	4	3	2	2

De acuerdo con los valores de la tabla, el elemento Zz (flúor) es el que posee mayor afinidad electrónica.

Consultando la bibliografía, los valores de E_a (kJ mol^{-1}) son:

F (–328) > Al (–43) > N (7) > Ca (10) > Mg (19)

La respuesta correcta es la **b**.

3.78. La energía de ionización del elemento Bb con respecto a los demás elementos:
a) Es la mayor.
b) Es la menor.
c) Es mayor que la de Aa.
d) No cambia.
e) Ninguna es correcta.

(O.Q.L. Cantabria 2011)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\mathrm{i} = 1.312\frac{Z_\mathrm{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\mathrm{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\mathrm{ef} = Z - \#\ \mathrm{e}^- \text{ internos} = \#\ \mathrm{e}^- \text{ externos}$$

De acuerdo con los valores de la tabla que aparece anteriormente, el elemento Bb (calcio) debería ser el que tiene menor energía de ionización, sin embargo, existe una anomalía que se debe a que el único electrón p^1 del aluminio se encuentra bien protegido por los electrones s^2 y los internos. Por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón p^1 que para quitar uno de los electrones s^2 apareados del mismo nivel de energía.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

Al (578) < Ca (590) < Mg (738) < N (1.402) < F (1.681)

La respuesta correcta es la **e**.

3.79. Entre los elementos Aa, Xx y Zz, tiene mayor radio:
a) Xx
b) Aa
c) Zz
d) Son iguales
e) No puede saberse.

(O.Q.L. Cantabria 2011)

▪ El radio dentro de un periodo decrece a medida que aumenta la carga nuclear y con ella carga nuclear efectiva, Z_ef. Esta es mínima al principio del periodo (grupo 1, alcalinos) y máxima al final (grupo 18, gases nobles).

▪ El radio dentro de un grupo crece a medida que aumenta el número de capas electrónicas (n).

De acuerdo con los valores de la tabla que aparece anteriormente, de los tres elementos propuestos Aa (Mg), Xx (N) y Zz (F), el mayor radio le corresponde al elemento Aa (Mg).

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:

Mg (160) > N (75) > F (75)

La respuesta correcta es la **b**.

3.80. El elemento que tiene mayor carácter metálico es:
a) Aa
b) Zz
c) Vv
d) Xx
e) Bb

(O.Q.L. Cantabria 2011)

El carácter metálico de un elemento está relacionado con su facilidad para perder electrones y formar cationes. Este carácter decrece en:

- un periodo al aumentar Z_ef

- un grupo al disminuir n

El elemento Bb (Ca) es el elemento con mayor carácter metálico ya que, combina un bajo valor de Z_ef y un valor de n elevado.

La respuesta correcta es la **e**.

3.81. Los siguientes elementos se encuentran ordenados por su energía de ionización creciente. Indique cuál es el orden correcto:
a) Na < Mg < Al < Si < P < Cl < Ar
b) Na < Mg < Al < Si < S < P < Cl < Ar
c) Na < Al < Mg < Si < S < P < Cl < Ar
d) Na < Al < Mg < Si < S < P < Cl = Ar
e) Na < Al < Mg < Si < S = P < Cl < Ar

(O.Q.L. Valencia 2012)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\text{i} = 1.312\frac{Z_\text{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\text{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\text{ef} = Z - \#\ \text{e}^- \text{ internos} = \#\ \text{e}^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Z	11	12	13	14	15	16	17	18
Config. Elect. Ext.	$3s^1$	$3s^2$	$3s^2\ 3p^1$	$3s^2\ 3p^2$	$3s^2\ 3p^3$	$3s^2\ 3p^4$	$3s^2\ 3p^5$	$3s^2\ 3p^6$
Z_ef (aprox.)	1	2	3	4	5	6	7	8
n	3	3	3	3	3	3	3	3

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_ef, pero como se trata de elementos del mismo periodo la energía de ionización solo depende del valor de la carga nuclear efectiva. No obstante, se registran un par de anomalías en las parejas Mg-Al y P-S.

▪ La anomalía existente en el caso de los elementos magnesio y aluminio se debe a que el único electrón p^1 del aluminio se encuentra bien protegido por los electrones s^2 y los internos. Por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón p^1 que para quitar uno de los electrones s^2 apareados del mismo nivel de energía.

▪ La anomalía existente en el caso de los elementos fósforo y azufre se debe a que, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

el fósforo tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, sin embargo, el azufre tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite la eliminación de este último electrón.

Fósforo			
$3s$	$3p$		
↑↓	↑	↑	↑

Azufre			
$3s$	$3p$		
↑↓	↑↓	↑	↑

De acuerdo con lo expuesto, el orden de los elementos propuestos por energías de ionización crecientes es:

Na < Al < Mg < Si < S < P < Cl < Ar

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

Na (496) < Al (578) < Mg (738) < Si (787) < S (1.000) < P (1.012) < Cl (1.251) < Ar (1.521)

La respuesta correcta es la **c**.

3.82. Señale la especie química para la cuál es mayor la energía necesaria para arrancarle otro electrón:
a) Na^+
b) Mg^+
c) Al^+
d) Cl^+

(O.Q.L. Asturias 2012)

La segunda energía de ionización, E_{i_2}, se define como:

"la energía que debe absorber un ion M^+ en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraido por el núcleo".

$$M^+(g) + E_{i_2} \rightarrow M^{2+}(g) + e^-$$

Las configuraciones electrónicas de los elementos dados y de sus respectivos iones monopositivos son, respectivamente:

$Na\ (Z = 11) \rightarrow [Ne]\ 3s^1$ $\qquad$ $Na^+ \rightarrow [He]\ 2s^2\ 2p^6$

$Mg\ (Z = 12) \rightarrow [Ne]\ 3s^2$ $\qquad$ $Mg^+ \rightarrow [Ne]\ 3s^1$

$Al\ (Z = 13) \rightarrow [Ne]\ 3s^2\ 3p^1$ $\qquad$ $Al^+ \rightarrow [Ne]\ 3s^2$

$Cl\ (Z = 17) \rightarrow [Ne]\ 3s^2\ 3p^5$ $\qquad$ $Cl^+ \rightarrow [Ne]\ 3s^2\ 3p^4$

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^-\ \text{internos} = \#\ e^-\ \text{externos}$$

Para las especies propuestas se puede escribir la siguiente tabla:

Especie	Na^+	Mg^+	Al^+	Cl^+
Z	11	12	13	17
Config. Elect.	$[He]\ 2s^2\ 2p^6$	$[Ne]\ 3s^1$	$[Ne]\ 3s^2$	$[Ne]\ 3s^2\ 3p^4$
Z_{ef} (aprox.)	> 8	> 2	> 3	> 7
n	2	3	3	3

Tendrá mayor segunda energía de ionización la especie que presente menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores la tabla, se trata del Na^+.

Consultando la bibliografía, los valores de la segunda energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

$$Mg^+\ (1.450) < Al^+\ (1.816) < Cl^+\ (2.297) < Na^+\ (4.562)$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.83. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la segunda energía de ionización más alta?
a) Mg
b) Cl
c) S
d) Ca
e) Na

(O.Q.N. Alicante 2013)

La segunda energía de ionización, E_{i_2}, se define como:

"la energía que debe absorber un ion M^+ en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraido por el núcleo".

$$M^+(g) + E_{i_2} \rightarrow M^{2+}(g) + e^-$$

Las configuraciones electrónicas de los elementos dados y de sus respectivos iones monopositivos son, respectivamente:

Na $(Z = 11) \rightarrow$ [Ne] $3s^1$	$Na^+ \rightarrow$ [He] $2s^2\ 2p^6$
Mg $(Z = 12) \rightarrow$ [Ne] $3s^2$	$Mg^+ \rightarrow$ [Ne] $3s^1$
S $(Z = 16) \rightarrow$ [Ne] $3s^2\ 3p^4$	$S^+ \rightarrow$ [Ne] $3s^2\ 3p^3$
Cl $(Z = 17) \rightarrow$ [Ne] $3s^2\ 3p^5$	$Cl^+ \rightarrow$ [Ne] $3s^2\ 3p^4$
Ca $(Z = 20) \rightarrow$ [Ar] $4s^2$	$Ca^+ \rightarrow$ [Ar] $4s^1$

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^-\ \text{internos} = \#\ e^-\ \text{externos}$$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	Na^+	Mg^+	S^+	Cl^+	Ca^+
Z	11	12	16	17	20
Estr. Elect.	[He] $2s^2\ 2p^6$	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2\ 3p^3$	[Ne] $3s^2\ 3p^4$	[Ar] $4s^1$
Z_{ef} (aprox.)	> 8	> 2	> 6	> 7	> 2
n	2	3	3	3	4

Tendrá mayor segunda energía de ionización el elemento que presente menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores la tabla, Se trata del Na^+.

Consultando la bibliografía, los valores de la segunda energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

$$Ca^+\ (1.145) < Mg^+\ (1.450) < S^+\ (2.251) < Cl^+\ (2.297) < Na^+\ (4.562)$$

La respuesta correcta es la **e**.

3.84. El orden creciente correcto de energías de ionización para los átomos Li, Na, C, O y F es:
a) Li < Na < C < O < F
b) Na < Li < C < O < F
c) F < O < C < Li < Na
d) Na < Li < F < O < C
e) Na < Li < C < F < O

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014) (O.Q.L. Galicia 2017) (O.Q.L. Murcia 2020)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^-\ \text{internos} = \#\ e^-\ \text{externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Li	C	O	F	Na
Z	3	6	8	9	11
Config. Elect.	[He] $2s^1$	[He] $2s^2\ 2p^2$	[He] $2s^2\ 2p^4$	[He] $2s^2\ 2p^5$	[Ne] $3s^1$
Z_{ef} (aprox.)	1	4	6	7	1
n	2	2	2	2	3

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores la tabla, el orden creciente de la primera energía de ionización para estos elementos es:

$$Na < Li < C < O < F$$

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

$$Na\ (496) < Li\ (520) < C\ (1.087) < O\ (1.314) < F\ (1.681)$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.85. Señale la respuesta correcta:
a) Las siete primeras energías de ionización del Ne son siempre mayores que las correspondientes del F.
b) Las siete primeras energías de ionización del Ne son siempre menores que las correspondientes del F.
c) La segunda energía de ionización del F es menor que primera del Ne.
d) La primera energía de ionización del F es mayor que la primera del Ne.
e) La primera energía de ionización del F es igual que la segunda del Ne.

(O.Q.L. Valencia 2013)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^-\ \text{internos} = \#\ e^-\ \text{externos}$$

Los elementos F ($Z = 9$) y Ne ($Z = 10$) pertenecen al segundo periodo de la tabla periódica ($n = 2$), por lo que el factor el valor determinante paras sus sucesivas energías de ionización es valor el valor de su carga nuclear efectiva.

Las sucesivas cargas nucleares efectivas del Ne siempre serán mayores que las del F ya que, el primero tiene un protón y un electrón más, por lo que las siete primeras energías de ionización sucesivas del Ne son mayores que las correspondientes del F.

La respuesta correcta es la **a**.

3.86. ¿Cuál de las propuestas sobre la energía de ionización es incorrecta?
a) En general, la energía de ionización aumenta a lo largo de un periodo con el número atómico.
b) En general, la energía de ionización aumenta a lo largo de un periodo al aumentar la carga nuclear efectiva.
c) En general, la energía de ionización disminuye al descender en un grupo.
d) En general, la energía de ionización disminuye a lo largo de un grupo al aumentar el tamaño del átomo.
e) Todas son correctas.

(O.Q.L. Valencia 2013)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\mathrm{i} = 1.312\frac{Z_\mathrm{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\mathrm{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\mathrm{ef} = Z - \#\ \mathrm{e}^-\ \text{internos} = \#\ \mathrm{e}^-\ \text{externos}$$

a-b) Correctas. Al avanzar en un periodo, aumenta el atómico y, de igual forma, lo hace también la carga nuclear efectiva, mientras que el valor de n se mantiene constante, por lo que, salvo alguna excepción, aumenta la energía de ionización.

c-d) Correctas. Al descender en un grupo, la carga nuclear efectiva se mantiene constante, lo que hace que el factor determinante del valor de la energía de ionización sea el valor de n. Conforme aumenta el valor de n, es decir, el tamaño del átomo la energía de ionización disminuye.

La respuesta correcta es la **e**.

3.87. Señale la respuesta correcta:
a) La primera energía de ionización del N es mayor que la primera del O.
b) La primera energía de ionización del N es igual que la segunda del O.
c) La primera energía de ionización del N es menor que primera del O.
d) La tercera energía de ionización del N es aproximadamente igual que la tercera del O.
e) La quinta energía de ionización del N es aproximadamente igual que la sexta del O.

(O.Q.L. Valencia 2013)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\mathrm{i} = 1.312\frac{Z_\mathrm{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\mathrm{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\mathrm{ef} = Z - \#\ \mathrm{e}^-\ \text{internos} = \#\ \mathrm{e}^-\ \text{externos}$$

Los elementos N ($Z = 7$) y O ($Z = 8$) pertenecen al segundo periodo de la tabla periódica ($n = 2$), por tanto, el valor determinante paras sus sucesivas energías de ionización es valor el valor de su carga nuclear efectiva, Z_ef. De acuerdo con lo expuesto, la energía de ionización del O debería ser mayor que la del N, sin embargo, se produce una anomalía que se debe a que, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

el nitrógeno tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, sin embargo, el oxígeno tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite la eliminación de este último electrón.

Nitrógeno			
$2s$	$2p$		
↑↓	↑	↑	↑

Oxígeno			
$2s$	$2p$		
↑↓	↑↓	↑	↑

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

N (1.402) > O (1.314)

La respuesta correcta es la **a**.

3.88. La primera energía de ionización del helio es:
a) Mayor que la del hidrógeno.
b) Menor que la del neón.
c) Menor que la del litio.
d) No se puede ionizar.

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	H	He	Li	Ne
Z	1	2	3	10
Estr. Elect.	$1s^1$	$1s^2$	[He] $2s^1$	[He] $2s^2\ 2p^6$
Z_{ef} (aprox.)	1	2	1	8
n	1	1	2	2

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores de la tabla, el helio es el elemento que combina una mayor carga nuclear efectiva con un menor tamaño, por lo que es el elemento de la tabla periódica que posee la mayor energía de ionización.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

Li (520) < H (1.312) < Ne (2.081) < He (2.372)

La respuesta correcta es la **a**.

3.89. El orden correcto en que decrece el carácter metálico de los elementos O, F, Fe, Rb, Te y Ca es:
a) Ca > Fe > Rb > O > Te > F
b) F > O > Te > Rb > Ca > Fe
c) Fe > Rb > Ca > Te > O > F
d) Rb > Ca > Fe > Te > O > F
e) Rb > Fe > Ca > Te > O > F

(O.Q.N. Oviedo 2014)

El carácter metálico de un elemento está relacionado con su facilidad para perder electrones y formar cationes. Este carácter decrece en:

- un periodo al aumentar Z_{ef}

- un grupo al disminuir n

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Rb	Ca	Fe	Te	O	F
Conf. Elect. Ext.	$5s^1$	$4s^2$	$4s^2\ 3d^6$	$4d^{10}\ 5s^2\ 5p^4$	$2s^2\ 2p^4$	$2s^2\ 2p^5$
Z_{ef} (aprox.)	1	2	> 2	6	6	5
n	5	4	4	5	2	2
Carac. Metálico	Muy Alto	Muy Alto	Alto	Bajo	Muy Bajo	Muy Bajo

Entre los metales Rb y Ca, tiene mayor carácter metálico el Rb al tener menor Z_{ef}.

Entre los metales Ca y Fe, tiene mayor carácter metálico el Ca al tener menor Z_{ef}.

Entre los no metales O y Te, tiene mayor carácter metálico el Te al tener mayor n.

Entre los no metales O y F, tiene mayor carácter metálico el O al tener menor Z_{ef}.

De acuerdo con lo expuesto, los elementos propuestos ordenados por carácter metálico decrececiente:

$$Rb > Ca > Fe > Te > O > F$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.90. De las siguientes especies, indique cuál tendrá la mayor dificultad para arrancar un electrón:
a) O
b) Ne
c) F
d) Be^{2+}
e) Li^{+}

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	O	F	Ne	Li^+	Be^{2+}
Z	8	9	10	3	4
Config. Elect.	[He] $2s^2\ 2p^4$	[He] $2s^2\ 2p^5$	[He] $2s^2\ 2p^6$	$1s^2$	$1s^2$
Z_{ef} (aprox.)	6	7	8	> 2	$>> 2$
n	2	2	2	1	1

La mayor energía de ionización corresponde a la especie con mayor valor de Z_{ef} y menor valor de n. Para O, F y Ne, se trata de la energía de primera ionización, para Li^+ es la segunda ionización y, para Be^{2+} se trata de la tercera. De acuerdo con los valores de la tabla, la energía de ionización más elevada le corresponde al Be^{2+}.

Consultando la bibliografía, los valores de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

$$O\ (1.314) < F\ (1.681) < Ne\ (2.081) < Li^+\ (7.297) < Be^{2+}\ (14.846)$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.91. De los siguientes elementos señale el que tiene la primera energía de ionización más elevada:
a) Cs
b) Cl
c) Cu
d) Ge

(O.Q.L. Murcia 2014)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Cs	Cl	Cu	Ge
Z	37	17	29	32
Config. Elect.	[Kr] $5s^1$	[Ne] $3s^2\ 3p^5$	[Ar] $3d^{10}\ 4s^1$	[Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^2$
Z_{ef} (aprox.)	1	7	1	4
n	5	3	4	4

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores de tabla, se trata del Cl.

Consultando la bibliografía, los valores de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

Cs (376) < Cu (746) < Ge (762) < Cl (1.251)

La respuesta correcta es la **b**.

3.92. La variación de la primera energía de ionización de estos elementos del segundo periodo es:
a) Be > B < C < N < O < F
b) Be < B < C < N < O < F
c) Be > B < C < N > O < F
d) Be < B < C < N > O < F

(O.Q.L. Valencia 2014)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Be	B	C	N	O	F
Z	4	5	6	7	8	9
Config. Elect.	[He] $2s^2$	[He] $2s^2\ 2p^1$	[He] $2s^2\ 2p^2$	[He] $2s^2\ 2p^3$	[He] $2s^2\ 2p^4$	[He] $2s^2\ 2p^5$
Z_{ef} (aprox.)	2	3	4	5	6	7
n	2	2	2	2	2	2

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}.

Se trata de elementos del mismo periodo, por lo que la energía de ionización crece de acuerdo con el valor de Z_{ef}. No obstante, se registran un par de anomalías en las parejas de elementos Be-B y N-O.

▪ La anomalía existente en el caso de los elementos berilio y boro se debe a que el único electrón p^1 del boro se encuentra bien protegido por los electrones s^2 y los internos. Por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón p^1 que para quitar uno de los electrones s^2 apareados del mismo nivel de energía.

▪ La anomalía existente en el caso de los elementos nitrógeno y oxígeno se debe a que, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

el nitrógeno tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, sin embargo, el azufre tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite la eliminación de este último electrón.

Nitrógeno			
$2s$	$2p$		
↑↓	↑	↑	↑

Oxígeno			
$2s$	$2p$		
↑↓	↑↓	↑	↑

El orden correcto de energías de ionización es:

Be > B < C < N > O < F

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

Be (900) > B (801) < C (1.087) < N (1.402) > O (1.314) < F (1.681)

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2012).

3.93. A medida que se desciende en un grupo de la tabla periódica:
a) Los metales se hacen menos electropositivos y su energía de ionización aumenta.
b) Los metales se hacen más electropositivos y su energía de ionización aumenta.
c) Los metales se hacen menos electropositivos y su energía de ionización disminuye.
d) Los metales se hacen más electropositivos y su energía de ionización disminuye.

(O.Q.L. La Rioja 2014)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

Al descender en un grupo, la carga nuclear efectiva se mantiene constante, lo que motiva que el factor determinante del valor de la energía de ionización sea el valor de n. Conforme aumenta el valor de n, es decir, el tamaño del átomo, la energía de ionización disminuye y el metal se hace más electropositivo.

La respuesta correcta es la **d**.

3.94. La afinidad electrónica se asocia con uno de los siguientes procesos en los que A es un elemento:
a) A(aq) + e$^-$ → A$^-$(aq)
b) A(g) → A$^-$(g) + e$^-$
c) 2 A(g) → A$_2$(aq)
d) A(g) + e$^-$ → A$^-$(g)

(O.Q.L. Extremadura 2014) (O.Q.L. Extremadura 2019)

La afinidad electrónica, E_{ea}, se define como la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón. Es la energía asociada al proceso de formación de aniones y se representa mediante la ecuación:

$$A(g) + e^- \rightarrow A^-(g) + E_{ea}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.95. El átomo que necesita más energía para arrancarle el electrón más externo es:
a) N
b) F
c) Ne
d) Na

(O.Q.L. Asturias 2014)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	N	F	Ne	Na
Z	7	9	10	11
Config. Elect.	[He] $2s^2\ 2p^3$	[He] $2s^2\ 2p^5$	[He] $2s^2\ 2p^6$	[Ne] $3s^1$
Z_{ef} (aprox.)	5	7	8	1
n	2	2	2	3

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores de la tabla, se trata del Ne.

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

Na (496) < N (1.402) < F (1.681) < Ne (2.081)

La respuesta correcta es la **c**.

3.96. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la segunda energía de ionización más alta?
a) K
b) Ca
c) Se
d) Br
e) Kr

(O.Q.L. País Vasco 2014)

La segunda energía de ionización, E_{i_2}, se define como:

"la energía que debe absorber un ion M^+ en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraido por el núcleo".

$$M^+\ (g) + E_{i_2} \rightarrow M^{2+}\ (g) + e^-$$

Las configuraciones electrónicas de los elementos dados y de sus respectivos iones monopositivos son, respectivamente:

K ($Z = 19$) $\rightarrow$ [Ar] $4s^1$ $\quad$ $K^+ \rightarrow$ [Ne] $3s^2\ 3p^6$

Ca ($Z = 20$) $\rightarrow$ [Ar] $4s^2$ $\quad$ $Ca^+ \rightarrow$ [Ar] $4s^1$

Se ($Z = 34$) $\rightarrow$ [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^4$ $\quad$ $Se^+ \rightarrow$ [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^3$

Br ($Z = 35$) $\rightarrow$ [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$ $\quad$ $Br^+ \rightarrow$ [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^4$

Kr ($Z = 36$) $\rightarrow$ [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$ $\quad$ $Kr^+ \rightarrow$ [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$Z_{ef} = Z - \#\ e^-\ \text{internos} = \#\ e^-\ \text{externos}$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	K^+	Ca^+	Se^+	Br^+	Kr^+
Z	19	20	34	35	36
Config. elect.	[Ne] $3s^2\ 3p^6$	[Ar] $4s^1$	[Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^3$	[Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^4$	[Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$
Z_{ef} (aprox.)	> 8	> 2	> 6	> 7	> 8
n	3	4	4	4	4

La mayor segunda energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores la tabla, se trata del K^+.

Consultando la bibliografía, los valores de E_{i_2} (kJ mol^{-1}) son:

Ca (1.145) < Se (2.045) < Br (2.103) < Kr (2.350) < K (3.051)

La respuesta correcta es la **a**.

3.97. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la mayor primera energía de ionización?
a) S
b) P
c) N
d) Li
e) Na

(O.Q.N. Madrid 2015)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$Z_{ef} = Z - \#\ e^-\ \text{internos} = \#\ e^-\ \text{externos}$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Li	N	Na	P	S
Z	3	7	4	15	16
Config. elect.	[He] $2s^1$	[He] $2s^2\ 2p^3$	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2\ 3p^3$	[Ne] $3s^2\ 3p^4$
Z_{ef} (aprox.)	1	5	1	5	6
n	2	2	3	3	3

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores la tabla, se trata del N.

Consultando la bibliografía, los valores de E_{i_2} (kJ mol^{-1}) son:

Na (496) < Li (520) < S (1.000) < P (1.012) < N (1.402)

La respuesta correcta es la **c**.

3.98. Si fuese aplicable el modelo atómico de Bohr a todos los elementos de la tabla periódica, se podría afirmar que:
a) Los electrones no tienen energía potencial, solo cinética.
b) La primera y la segunda energía de ionización del Be son iguales.
c) El radio atómico del He debe ser diferente del radio atómico del catión He^+.
d) El Li y el H deben tener el mismo radio.

(O.Q.L. Murcia 2015)

a) Falso. Los electrones tienen energía potencial por ser partículas cargadas en el interior del campo eléctrico creado por el núcleo.

b) Falso. La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\mathrm{i} = 1.312\frac{Z_\mathrm{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\mathrm{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\mathrm{ef} = Z - \#\ \mathrm{e^-}\ \text{internos} = \#\ \mathrm{e^-}\ \text{externos}$$

Las dos especies tienen el mismo valor de $n = 2$; sin embargo, el ion Be^+ tiene mayor carga efectiva, por lo que tiene mayor energía de ionización.

c) **Verdadero**. De acuerdo con el modelo de Bohr (1913), el radio de una especie se puede calcular de acuerdo con la expresión:

$$r = k\frac{n^2}{Z_\mathrm{ef}} \qquad (\text{siendo } k = \text{cte})$$

Las dos especies de helio tienen igual número de protones en su núcleo, pero diferente constante de apantallamiento. Esta es mínima en el ion y máxima en el átomo, por lo que la carga nuclear efectiva será máxima en el ion y mínima en el átomo, por tanto, el tamaño del ion He^+ es menor que el del átomo de He.

d) Falso. Se trata de dos átomos con diferente número de capas electrónicas y diferente carga nuclear efectiva, por lo que deben tener radios diferentes.

La respuesta correcta es la **c**.

3.99. Sean las siguientes afirmaciones para un átomo neutro de configuración configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 5s^2$:

I) Se corresponde con el calcio en estado excitado.
II) Puede presentar una valencia iónica 2+.
III) En estado fundamental la primera energía de ionización es mayor que la del potasio.
IV) Formará un compuesto iónico con el sodio.

Se puede decir que son ciertas:
a) I y II
b) I, II y III
c) III y IV
d) Todas

(O.Q.L. Asturias 2015)

I. **Verdadero**. La configuración electrónica propuesta, $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 5s^2$, incumple el principio de mínima energía ya que, se ha ocupado el subnivel $5s$ antes que el $4s$, por tanto, corresponde a un estado excitado. La configuración electrónica del átomo en el estado fundamental debería ser $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$. El valor máximo de $n = 4$ indica que se trata de un elemento del cuarto periodo de la tabla periódica y como tiene dos electrones de valencia (s^2) que pertenece al grupo 2, Es el calcio (Ca).

II. **Verdadero**. La valencia iónica se define como el número de electrones que un átomo puede ganar o perder para formar un ion estable. Si el calcio cede los dos electrones más alejados del núcleo que están situados en el orbital $4s$, adquiere configuración electrónica de gas noble, $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$, muy estable, y se transforma en un ion con dos cargas positivas, Ca^{2+}, por tanto, el calcio presenta valencia iónica 2+.

III. **Verdadero**. La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\mathrm{i} = 1.312\frac{Z_\mathrm{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\mathrm{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\mathrm{ef} = Z - \#\ \mathrm{e}^- \text{ internos} = \#\ \mathrm{e}^- \text{ externos}$$

Para los dos elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	K	Ca
Z	19	20
Config. Elect.	[Ar] $4s^1$	[Ar] $4s^2$
Z_ef (aprox.)	1	2
n	4	4

Como se trata de elementos pertenecen al mismo periodo ($n = 4$), la carga nuclear efectiva es el factor determinante de la energía de ionización. En un periodo, esta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico, por tanto, el calcio tiene mayor energía de ionización que el potasio.

Consultando la bibliografía, las energías de ionización (kJ mol^{-1}) son Ca (590) > K (419).

IV. Falso. Se trata de dos metales con elevada tendencia a ceder electrones y no a captarlos, por tanto, es imposible que formen un enlace iónico entre ellos.

La respuesta correcta es la **b**.

3.100. Del elemento con número atómico Z= 22, se puede afirmar:
a) Pertenece al grupo de los alcalinos.
b) Puede perder cuatro electrones para formar un ion estable.
c) Tiene una energía de ionización mayor que el Cl.
d) Su configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^4$.

(O.Q.L. Murcia 2015)

b) **Verdadero**. La configuración electrónica abreviada del elemento de $Z = 22$ es [Ar] $4s^2\ 3d^2$. De la configuración electrónica propuesta se deduce que:

- El valor máximo de $n = 4$ indica que se trata de un elemento del 4º periodo de la tabla periódica
- Como tiene 4 electrones en sus orbitales s y d (s^2d^2), que pertenece al grupo 4 y es el titanio.

Cede fácilmente los cuatro electrones más externos para formar un ion con configuración electrónica de gas noble, [Ne] $3s^2\ 3p^6$, muy estable.

c) Falso. La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\mathrm{i} = 1.312\frac{Z_\mathrm{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\mathrm{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\mathrm{ef} = Z - \#\ \mathrm{e}^- \text{ internos} = \#\ \mathrm{e}^- \text{ externos}$$

Para los dos elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Cl	Ti
Z	17	22
Config. Elect.	[Ne] $3s^2\ 3p^5$	[Ar] $4s^2\ 3d^2$
Z_ef (aprox.)	7	2
n	3	4

De acuerdo con los datos de la tabla, el titanio tiene menor energía de ionización que el cloro.

Consultando la bibliografía, las energías de ionización (kJ mol^{-1}) son, Cl (1.251) > Ti (659).

a-d) Falso. Según se ha justificado en el apartado b).

La respuesta correcta es la **b**.

3.101. Indique cuál es el orden creciente correcto de la primera energía de ionización de los siguientes átomos Sr, Cs, S, F y As:
a) Cs < Sr < As < S < F
b) Sr < As < Cs < S < F
c) Cs < S < Sr < As < F
d) Sr < Cs < As < S < F

(O.Q.L. Extremadura 2015)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	F	S	As	Sr	Cs
Z	9	16	33	38	55
Config. Elect.	[He] $2s^2\ 2p^5$	[Ne] $3s^2\ 3p^4$	[Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^3$	[Kr] $5s^2$	[Xe] $6s^1$
Z_{ef} (aprox.)	7	6	5	2	1
n	2	3	4	5	6

La mayor energía de ionización le corresponde a la especie con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores la tabla, el orden creciente de la energía de ionización para estos elementos es:

Cs < Sr < As < S < F

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

Cs (376) < Sr (549) < As (947) < S (1.000) < F (1.681)

La respuesta correcta es la **a**.

3.102. Considere los siguientes ordenamientos:
I. Al < Si < P < Cl
II. Be < Mg < Ca < Sr
III. I < Br < Cl < F
IV. $Na^+ < Mg^{2+} < Al^{3+} < Si^{4+}$
¿Cuál (es) de ellos es (son) correcto (s) respecto a la energía de ionización?
a) III
b) I y II
c) I y IV
d) I, III y IV

(O.Q.L. Valencia 2015) (O.Q.L. Valencia 2020)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

I. **Verdadero**. Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Al	Si	P	Cl
Z	13	14	15	16
Config. Elect.	[Ne] $3s^2\ 3p^1$	[Ne] $3s^2\ 3p^2$	[Ne] $3s^2\ 3p^3$	[Ne] $3s^2\ 3p^5$
Z_{ef} (aprox.)	3	4	5	7
n	2	2	2	2

Como se trata de elementos del mismo periodo, el factor determinante de la energía de ionización es valor de Z_{ef}. Cuanto mayor sea Z_{ef}, mayor es E_i. De acuerdo con los valores de la tabla, el orden correcto de E_i es:

$$Al < Si < P < Cl$$

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

$$Al\ (578) < Si\ (787) < P\ (1.000) < Cl\ (1.251)$$

II. Falso. Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Be	Mg	Ca	Sr
Z	4	12	20	38
Config. Elect.	[He] $2s^2$	[Ne] $3s^2$	[Ar] $4s^2$	[Kr] $5s^2$
Z_{ef} (aprox.)	2	2	2	2
n	2	3	4	5

Como se trata de elementos del mismo grupo, el factor determinante de la energía de ionización es valor de n. Cuanto mayor sea n, menor es E_i. De acuerdo con los valores de la tabla, el orden correcto de E_i es:

$$Be > Mg > Ca > Sr$$

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

$$Be\ (900) < Mg\ (738) < Ca\ (590) < Sr\ (549)$$

III. **Verdadero**. Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	F	Cl	Br	I
Z	9	17	35	53
Config. Elect.	[He] $2s^2\ 2p^5$	[Ne] $3s^2\ 3p^5$	[Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$	[Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^5$
Z_{ef} (aprox.)	7	7	7	7
n	2	3	4	5

Como se trata de elementos del mismo grupo, el factor determinante de la energía de ionización es valor de n. Cuanto mayor sea n, menor es E_i. De acuerdo con los valores de la tabla, el orden correcto de E_i es:

$$I < Br < Cl < F$$

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

$$I\ (578) < Br\ (1.140) < Cl\ (1.251) < F\ (1.681)$$

IV. **Verdadero**. Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}	Si^{4+}
Z	11	12	13	14
Config. Elect.	[He] $2s^2\ 2p^6$	[He] $2s^2\ 2p^6$	[He] $2s^2\ 2p^6$	[He] $2s^2\ 2p^6$
Z_{ef} (aprox.)	> 8	$>> 8$	$>>> 8$	$>>>> 8$
n	2	2	2	2

Se trata de cationes de elementos consecutivos del mismo periodo a los que se les ha quitado a cada uno un electrón más que al anterior, de forma que todos tienen la misma configuración electrónica de gas noble, [He] $2s^2\ 2p^6$. El factor determinante de la energía de ionización es valor de Z_{ef} y, esta es mayor cuanto mayor sea la carga del ion. Por tanto, a mayor Z_{ef}, mayor E_i. De acuerdo con los valores de la tabla, el orden correcto de E_i es:

$$Na^+ < Mg^{2+} < Al^{3+} < Si^{4+}$$

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

$$Na^+\ (4.562) < Mg^{2+}\ (7.733) < Al^{3+}\ (11.575) < Si^{4+}\ (16.091)$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.103. En el siguiente enunciado podría existir un error:
Dado el siguiente esquema genérico para la energía de ionización de un átomo,

$$A(g) + e^- \rightarrow A^-(g) + \text{energía} \qquad T = 25\ °C \text{ y } p = 1\ GPa$$

¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) La afirmación no define la energía de ionización, por no estar T expresado en kelvin.
b) La afirmación no define la energía de ionización, por no estar medido a 1 kPa.
c) La afirmación no define la energía de ionización, por no tratarse de un sólido.
d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

(O.Q.N. Alcalá 2016)

La ecuación propuesta no corresponde a la energía de ionización de un átomo, es la correspondiente a la afinidad electrónica.

La respuesta correcta es la **d**.

3.104. Ordene de mayor a menor energía de ionización las especies He, Li^+ y Be^{2+}:
a) He > Li^+ > Be^{2+}
b) He > Be^{2+} > Li^+
c) Li^+ > Be^{2+} > He
d) Be^{2+} > Li^+ > He

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^-\ \text{internos} = \#\ e^-\ \text{externos}$$

Se trata de especies isoelectrónicas que tienen la misma configuración electrónica para las que se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	He	Li^+	Be^{2+}
Z	2	3	4
Config. Elect.	$1s^2$	$1s^2$	$1s^2$
Z_{ef} (aprox.)	2	> 2	$>> 2$
n	1	1	1

En las especies isoelectrónicas la constante de apantallamiento es la misma, por lo que la carga nuclear efectiva crece al crecer la carga del ion. Este aumento determina que la mayor energía de ionización le corresponde al Be^{2+} y la mínima al He.

De acuerdo con los valores de la tabla, el orden decreciente de energías de ionización:

$Be^{2+} > Li^{+} > He$

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

Be^{2+} (14.846) > Li^{+} (7.297) > He (2.372)

La respuesta correcta es la **d**.

3.105. La afinidad electrónica del hidrógeno tiene un valor:
a) Positivo
b) Negativo
c) Igual a cero
d) Igual al valor de la primera energía de ionización.

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

La afinidad electrónica, E_{ea}, de un átomo se define como la energía que este desprende cuando capta un electrón.

Por ejemplo, para el átomo de hidrógeno se representa mediante la siguiente ecuación química:

$$H(g) + e^- \rightarrow H^-(g) \qquad E_{ea} = -72{,}8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

No obstante, en la bibliografía se encuentra que también se define la afinidad electrónica como la energía necesaria para arrancar un electrón de un ion con una única carga negativa.

$$H^-(g) \rightarrow H(g) + e^- \qquad E_{ea} = +72{,}8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Esta otra definición conduce a valores de E_{ea} del signo opuesto a los que se dan en este trabajo.

Las respuestas correctas son **a** y **b**.

3.106. La afinidad electrónica del azufre tiene un valor positivo. La segunda afinidad electrónica es:
a) Positiva, mayor que la primera.
b) Positiva, menor que la primera.
c) Negativa.
d) No se puede determinar su valor.

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

La afinidad electrónica, E_{ea}, de un átomo se define como la energía que este desprende cuando capta un electrón.

Para el caso de la segunda afinidad electrónica, la energía asociada a este proceso tiene signo positivo y, mayor en valor absoluto, debido a que se trata de introducir un electrón en una especie cargada negativamente.

Consultando la bibliografía se encuentran los siguientes valores de la afinidad electrónica para el azufre:

$$S(g) + e^- \rightarrow S^-(g) \qquad E_{ea} = -200{,}8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$S^-(g) + e^- \rightarrow S^{2-}(g) \qquad E_{ea} = +540{,}8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.107. Con respecto a las energías de ionización primera (E_{i_1}) y segunda (E_{i_2}) de los elementos flúor, neón y sodio es cierto que:
a) $E_{i_1}(Ne) > E_{i_1}(Na)$ y $E_{i_2}(Ne) > E_{i_2}(Na)$
b) $E_{i_1}(F) > E_{i_1}(Na)$ y $E_{i_2}(F) < E_{i_2}(Na)$
c) $E_{i_1}(Ne) > E_{i_1}(F)$ y $E_{i_2}(Ne) < E_{i_2}(F)$
d) $E_{i_1}(F) > E_{i_1}(Na)$ y $E_{i_2}(F) > E_{i_2}(Ne)$

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

Las configuraciones electrónicas de los elementos propuestos y de sus respectivos iones monopositivos son, respectivamente:

F $(Z = 9) \rightarrow$ [He] $2s^2\ 2p^5$ $\quad$ $F^+ \rightarrow$ [He] $2s^2\ 2p^4$

Ne $(Z = 10) \rightarrow$ [He] $2s^2\ 2p^6$ $\quad$ $Ne^+ \rightarrow$ [He] $2s^2\ 2p^5$

Na $(Z = 11) \rightarrow$ [Ne] $3s^1$ $\quad$ $Na^+ \rightarrow$ [He] $2s^2\ 2p^6$

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	F	F^+	Ne	Ne^+	Na	Na^+
Z	9	9	10	10	11	11
Config. elect.	[He] $2s^2\ 2p^5$	[He] $2s^2\ 2p^4$	[He] $2s^2\ 2p^6$	[He] $2s^2\ 2p^5$	[Ne] $3s^1$	[He] $2s^2\ 2p^6$
Z_{ef} (aprox.)	7	> 7	8	> 8	1	$>> 8$
n	2	2	2	2	3	2

▪ La mayor primera energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores la tabla, la mayor le corresponde al Ne y, la menor al Na.

▪ Por el mismo razonamiento, la mayor segunda energía de ionización le corresponde al Na^+ y, la menor al F^+.

La propuesta correcta es:

$E_{i_1}(F) > E_{i_1}(Na)$ $\quad$ $E_{i_2}(F) < E_{i_2}(Na)$

Consultando la bibliografía, los valores de E_{i_1} y E_{i_2} (kJ mol^{-1}) son, respectivamente:

Ne (2.081) > F (1.681) > Na (496) $\quad$ Na^+ (4.562) > Ne^+ (3.952) > F^+ (3.374)

La respuesta correcta es la **b**.

3.108. De las siguientes especies, indique cuál presentará una mayor dificultad para arrancar un electrón adicional:
a) Li^+
b) Ne
c) F
d) Be^{2+}

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas y de sus respectivos iones positivos son, respectivamente:

Li $(Z = 3) \rightarrow$ [He] $2s^1$ $\quad$ $Li^+ \rightarrow 1s^2$ $\quad$ $Li^{2+} \rightarrow 1s^1$

Be $(Z = 4) \rightarrow$ [He] $2s^2$ $\quad$ $Be^{2+} \rightarrow 1s^2$ $\quad$ $Be^{3+} \rightarrow 1s^1$

F $(Z = 9) \rightarrow$ [He] $2s^2\ 2p^5$ $\quad$ $F^+ \rightarrow$ [He] $2s^2\ 2p^4$

Ne $(Z = 10) \rightarrow$ [He] $2s^2\ 2p^6$ $\quad$ $Ne^+ \rightarrow$ [He] $2s^2\ 2p^5$

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	Li^{2+}	Be^{2+}	F	Ne
Z	3	4	9	10
Config. elect.	$1s^1$	$1s^2$	[He] $2s^2\ 2p^5$	[He] $2s^2\ 2p^6$
Z_{ef} (aprox.)	>> 1	>> 2	7	8
n	1	1	2	2

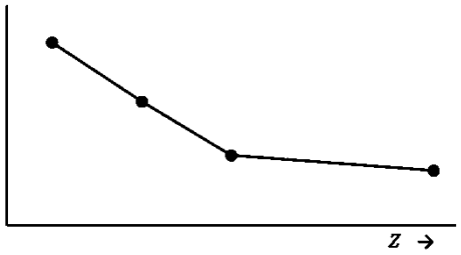
La mayor energía de ionización le corresponde a la especie con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores la tabla, se trata del Be^{2+}.

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

$$Be^{2+}\ (14.846) > Li^{2+}\ (7.297) > Ne\ (2.081) > F\ (1.681)$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.109. La siguiente gráfica muestra la variación de cierta propiedad en un periodo o en un grupo de la tabla periódica al aumentar el valor de Z.
¿Qué propiedad representa?
a) Electronegatividad de N, O, F y Ne
b) Radio atómico de Be, Mg, Ca y Sr
c) Energía de ionización de Be, Mg, Ca y Sr
d) Afinidad electrónica de N, O, F y Ne



(O.Q.L. Asturias 2016) (O.Q.L. Baleares 2017)

Se trata de la energía de ionización, una propiedad periódica que experimenta, dentro de un grupo, una disminución no lineal con el aumento del número atómico del elemento.

La respuesta correcta es la **c**.

(Para responder correctamente a esta cuestión ha sido necesario cambiar el tipo de línea del gráfico).

3.110. Dados los siguientes valores de la 1ª energía de ionización (kJ mol^{-1}) para los elementos:
Cl = 1.225 Ar = 1.519 K = 418
El elemento que posee mayor valor de la 2ª energía de ionización es:
a) Cloro
b) Argón
c) Potasio
d) La segunda energía de ionización es la misma para todos ellos por ser isoleoelectrónicos.

(O.Q.L. Valencia 2016)

Las configuraciones electrónicas de los elementos propuestos y de sus respectivos iones positivos son, respectivamente:

$$Cl\ (Z = 17) \rightarrow [Ne]\ 3s^2\ 3p^5 \qquad Cl^+ \rightarrow [Ne]\ 3s^2\ 3p^4$$

$$Ar\ (Z = 18) \rightarrow [Ne]\ 3s^2\ 3p^6 \qquad Ar^+ \rightarrow [Ne]\ 3s^2\ 3p^5$$

$$K\ (Z = 19) \rightarrow [Ar]\ 4s^1 \qquad K^+ \rightarrow [Ne]\ 3s^2\ 3p^6$$

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	Cl^+	Ar^+	K^+
Z	17	18	19
Config. elect.	[Ne] $3s^2\ 3p^4$	[Ne] $3s^2\ 3p^5$	[Ne] $3s^2\ 3p^6$
Z_{ef} (aprox.)	> 7	> 8	$>> 8$
n	3	3	3

La mayor energía de ionización le corresponde a la especie con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores la tabla, se trata del K^+.

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

$$K^+\ (3.051) > Ar^+\ (2.655) > Cl^+\ (2.297)$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.111. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la segunda energía de ionización más alta?
a) Mg
b) Na
c) Si
d) P

(O.Q.L. Jaén 2016)

La segunda energía de ionización, E_{i_2}, se define como:

"la energía que debe absorber un ion M^+ en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraido por el núcleo".

$$M^+(g) + E_{i_2} \rightarrow M^{2+}(g) + e^-$$

Las configuraciones electrónicas de los elementos propuestos y de sus respectivos iones monopositivos son, respectivamente:

Na ($Z = 11$) $\rightarrow$ [Ne] $3s^1$ $\quad$ $Na^+ \rightarrow$ [He] $2s^2\ 2p^6$

Mg ($Z = 12$) $\rightarrow$ [Ne] $3s^2$ $\quad$ $Mg^+ \rightarrow$ [Ne] $3s^1$

Si ($Z = 14$) $\rightarrow$ [Ne] $3s^2\ 3p^2$ $\quad \rightarrow \quad$ $Si^+ \rightarrow$ [Ne] $3s^2\ 3p^1$

P ($Z = 15$) $\rightarrow$ [Ne] $3s^2\ 3p^3$ $\quad \rightarrow \quad$ $P^+ \rightarrow$ [Ne] $3s^2\ 3p^2$

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	Na^+	Mg^+	Si^+	P^+
Z	11	12	14	15
Config. Elect.	[He] $2s^2\ 2p^6$	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2\ 3p^1$	[Ne] $3s^2\ 3p^2$
Z_{ef} (aprox.)	> 8	> 2	> 4	> 5
n	2	3	3	3

La mayor segunda energía de ionización le corresponde al elemento que presente menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores la tabla, Se trata del Na.

Consultando la bibliografía, los valores de la segunda energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

$$Mg^+ (1.450) < Si^+ (1.577) < P^+ (1.936) < Na^+ (4.562)$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Alicante 2013).

3.112. ¿Qué proceso desprende más energía?
a) $Mg^{2+}(g) + e^- \rightarrow Mg^+(g)$
b) $Mg^+(g) + e^- \rightarrow Mg(g)$
c) $Na^{2+}(g) + e^- \rightarrow Na^+(g)$
d) $Na^+(g) + e^- \rightarrow Na(g)$

(O.Q.N. El Escorial 2017) (O.Q.L. Baleares 2018)

Los procesos propuestos se corresponden con los opuestos a los correspondientes a las energías de la primera ionización, apartados b) y d) y, segunda ionización, apartados a) y c).

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	Na	Na^+	Mg	Mg^+
Z	11	11	12	12
Config. elect.	[Ne] $3s^1$	[He] $2s^2\ 2p^6$	[Ne] $3s^2$	[Ne] $3s^1$
Z_{ef} (aprox.)	1	> 8	2	> 2
n	3	2	3	3

La mayor energía de ionización le corresponde a la especie con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores de la tabla, la mayor energía le corresponde al Na^+.

El proceso en el que se desprende más energía es:

$$Na^{2+}(g) + e^- \rightarrow Na^+(g)$$

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

$$Na^+ (4.562) > Mg^+ (1.450) > Mg\ (738) > Na\ (496)$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.113. Para el oxígeno, el valor de primera afinidad electrónica es _____ y el valor de la segunda afinidad electrónica es _____.
a) Desfavorable (endotérmico), favorable (exotérmico).
b) Desfavorable (endotérmico), desfavorable (endotérmico).
c) Favorable (exotérmico), favorable (exotérmico).
d) Favorable (exotérmico), desfavorable (endotérmico).

(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

La primera afinidad electrónica de un átomo se define como la energía que este desprende cuando capta un electrón, por tanto, se trata de un proceso exotérmico, favorable desde el punto de vista energético.

Para la segunda afinidad electrónica, la energía asociada a este proceso tiene signo positivo debido a que se trata de introducir un electrón en una especie con carga negativa, por tanto, se trata de un proceso endotérmico, desfavorable desde el punto de vista energético.

Consultando la bibliografía se encuentran los siguientes valores para la afinidad electrónica del oxígeno:

$$O(g) + e^- \rightarrow O^-(g) \qquad E_{ea} = -141 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$O^-(g) + e^- \rightarrow O^{2-}(g) \qquad E_{ea} = 844 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2016).

3.114. ¿Cuál de las siguientes propuestas es verdadera?
a) La primera energía de ionización del H es mayor que la del He.
b) El radio iónico del Fe^+ es mayor que el del Fe^{3+}.
c) La energía de ionización del S^{2-} es mayor que la del Cl^-.
d) El radio atómico del Li es mayor que el del Cs.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

a) Falso. Las configuraciones electrónicas de los elementos H ($Z = 1$) y He ($Z = 2$) son, respectivamente, $1s^1$ y $1s^2$.

Ambos elementos pertenecen al mismo periodo por lo que tienen el mismo valor de n, sin embargo, la carga nuclear efectiva del helio es mayor, por lo que que resulta más difícil arrancarle el electrón más externo, por tanto, el hidrógeno tiene menor primera energía de ionización que el helio.

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son He (2.372) > H (1.312).

b) **Verdadero**. La configuración electrónica abreviada del Fe ($Z = 26$) es [Ar] $4s^2\ 3d^6$ y, si cede uno o tres electrones más alejados del núcleo que se encuentran en los orbitales $4s$ y $3d$, se transforma en los iones iones Fe^+ y Fe^{3+} cuyas configuraciones electrónicas son, respectivamente, [Ar] $4s^1\ 3d^6$ y [Ar] $3d^5$.

Como el Fe^+ ha perdido menos electrones que el Fe^{3+} su carga nuclear efectiva es menor, por lo que atrae con menos fuerza a los electrones de la última capa lo que determina que su radio sea mayor.

c) Falso. Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	S^{2-}	Cl^-
Z	16	17
Config. elect.	[Ne] $3s^2\ 3p^6$	[Ne] $3s^2\ 3p^6$
Z_{ef} (aprox.)	<< 8	< 8
n	3	3

La mayor energía de ionización le corresponde a la especie con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores de la tabla, le corresponde al Cl^-.

d) Falso. Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos Li ($Z = 3$) y Cs ($Z = 55$) son, respectivamente, [He] $2s^1$ y [Xe] $6s^1$.

Ambos elementos litio y cesio pertenecen al mismo grupo por lo que tienen la misma carga nuclear efectiva, de modo que el mayor radio le corresponde al cesio ya que, tiene más capas electrónicas.

Consultando la bibliografía, los valores del radio (pm) son Cs (265) > Li (152).

La respuesta correcta es la **b**.

3.115. Indique cuál de los siguientes elementos tiene mayor primera energía de ionización:
a) S
b) Al
c) Cl
d) As

(O.Q.L. La Rioja 2017)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Al	S	Cl	As
Z	13	16	17	33
Config. elect.	[Ne] $3s^2\ 3p^1$	[Ne] $3s^2\ 3p^4$	[Ne] $3s^2\ 3p^5$	[Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^3$
Z_{ef} (aprox.)	3	6	7	5
n	2	3	3	4

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores la tabla, se trata del Cl.

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

Al (578) < As (947) < S (1.000) < Cl (1.251)

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996 y otras).

3.116. Dados cuatro elementos de la tabla periódica A, B, C y D de números atómicos 8, 16, 19 y 37, respectivamente, ¿cuál es el elemento cuya primera energía de ionización es mayor?
a) A
b) B
c) C
d) D

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	A	B	C	D
Z	8	16	19	37
Config. Elect.	[He] $2s^2\ 2p^4$	[Ne] $3s^2\ 3p^4$	[Ar] $4s^1$	[Kr] $5s^1$
Z_{ef} (aprox.)	6	6	1	1
n	2	3	4	5

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores la tabla, se trata del elemento A ($Z = 8$).

La respuesta correcta es la **a**.

3.117. De los siguientes elementos indique cuál va a tener la mayor segunda energía de ionización.
a) H
b) Li
c) B
d) O
e) F

(O.Q.L. Jaén 2017)

La segunda energía de ionización, E_{i_2}, se define como: "la energía que debe absorber un ion M^+ en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraido por el núcleo".

$$M^+(g) + E_{i_2} \rightarrow M^{2+}(g) + e^-$$

Descartando al H que como solo tiene un electrón tiene una única energía de ionización, las configuraciones electrónicas de los elementos dados y de sus respectivos iones monopositivos son, respectivamente:

$$Li\ (Z = 3) \rightarrow [He]\ 2s^1 \qquad Li^+ \rightarrow 1s^2$$
$$B\ (Z = 5) \rightarrow [He]\ 2s^2\ 2p^1 \qquad B^+ \rightarrow 2s^2$$
$$O\ (Z = 8) \rightarrow [He]\ 2s^2\ 2p^4 \qquad O^+ \rightarrow [He]\ 2s^2\ 2p^3$$
$$F\ (Z = 9) \rightarrow [He]\ 2s^2\ 2p^5 \qquad F^+ \rightarrow [He]\ 2s^2\ 2p^4$$

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^-\ \text{internos} = \#\ e^-\ \text{externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	Li^+	B^+	O^+	F^+
Z	3	5	8	9
Config. Elect.	$1s^2$	$[He]\ 2s^2$	$[He]\ 2s^2\ 2p^3$	$[He]\ 2s^2\ 2p^4$
Z_{ef} (aprox.)	> 2	> 3	> 6	> 7
n	1	2	2	2

Tendrá mayor segunda energía de ionización el elemento que presente menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores la tabla, Se trata del Li.

Consultando la bibliografía, las energías de ionización (kJ mol^{-1}) son:

$$B^+\ (2.427) < F^+\ (3.374) < O^+\ (3.388) < Li^+\ (7.297)$$

Se registra una pequeña anomalía entre los valores del O y F debida a que el primero presenta una estructura especialmente estable de subnivel de energía semilleno de electrones.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Alicante 2013 y otras).

3.118. Para los elementos cloro, argón y potasio es cierto que:
a) La mayor afinidad electrónica le corresponde al argón.
b) El potasio es el que tiene mayor segunda energía de ionización.
c) El catión potasio y el anión cloruro son de tamaño similar al ser isoelectrónicos.
d) El cloro posee el menor radio atómico.

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Cl	Cl^+	Cl^-	Ar	Ar^+	K	K^+
Z	17	17	17	18	18	19	19
Config. Elect. Ext.	$3s^2\ 3p^5$	$3s^2\ 3p^4$	$3s^2\ 3p^6$	$3s^2\ 3p^6$	$3s^2\ 3p^5$	$4s^1$	$3s^2\ 3p^6$
Z_{ef} (aprox.)	7	>7	<7	8	>8	1	$>>8$
n	3	3	3	3	3	4	3

a) Falso. La afinidad electrónica, E_{ea}, de un átomo se define como la energía que este desprende cuando capta un electrón.

Teniendo en cuenta que los gases nobles no tienen tendencia a ganar electrones, la mayor afinidad electrónica le corresponde al siguiente elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores de la tabla, es el Cl.

Consultando la bibliografía, las afinidades electrónicas (kJ mol^{-1}) son:

Cl (−349) > K (−48) > Ar (35)

b) **Cierto**. La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

La mayor segunda energía de ionización le corresponde al elemento que presente menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores la tabla, se trata del Li.

Consultando la bibliografía, las energías de ionización (kJ mol^{-1}) son:

K^+ (3.051) > Ar^+ (2.665) > Cl^+ (2.297)

c) Falso. Aunque los iones K^+ y Cl^- sean especies isoelectrónicas, el mayor radio le corresponde a la especie con menor valor de Z ya que, su núcleo atraerá con menor intensidad a los electrones de la capa más externa. De acuerdo con los valores de la tabla, se trata del Cl^-.

Consultando la bibliografía, los valores del radio iónico (pm) son Cl^- (181) > K^+ (133).

d) Falso. El mayor radio le corresponde al elemento con mayor número de capas electrónicas. De acuerdo con los valores de la tabla, es el K ($n = 4$).

Consultando la bibliografía, los valores del radio (pm) son:

K (181) > Cl (99) > Ar (98)

La respuesta correcta es la **b**.

3.119. ¿Cuál es la definición correcta de afinidad electrónica?
a) La energía asociada a la captación de un electrón por parte de un elemento neutro gaseoso.
b) La energía que hay que aportar a un elemento neutro gaseoso para arrancarle un electrón.
c) La tendencia relativa que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de un enlace covalente.
d) La medida de la polaridad de los enlaces covalentes.

(O.Q.L. La Rioja 2018)

La afinidad electrónica se define como la energía que desprende un átomo en estado gaseoso cuando capta un electrón.

Ninguna respuesta es correcta.

3.120. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene mayor energía de ionización?
a) N
b) Si
c) P
d) Sb

(O.Q.L. La Rioja 2018)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	N	Si	P	Sb
Z	7	14	15	51
Config. Elect.	[He] $2s^2\ 2p^3$	[Ne] $3s^2\ 3p^2$	[Ne] $3s^2\ 3p^3$	[Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^3$
Z_{ef} (aprox.)	5	4	5	5
n	2	3	3	5

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores la tabla, se trata del N.

Consultando la bibliografía, las energías de ionización (kJ mol^{-1}) son:

Si (787) < Sb (834) < P (1.012) < N (1.402)

La respuesta correcta es la **a**.

3.121. Dadas las siguientes energías de ionización sucesivas (en kJ mol^{-1}), elija la afirmación más adecuada:

$E_{i_1} = 578$; $E_{i_2} = 1.820$; $E_{i_3} = 2.750$; $E_{i_4} = 11.600$; $E_{i_5} = 14.800$.

a) Los datos son compatibles con un elemento del grupo 13.
b) Los datos son compatibles con un elemento del grupo 14.
c) Los datos son compatibles con un elemento del grupo 15.
d) Los datos son compatibles con un elemento del grupo 1.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

Suponiendo que la energía de ionizacion, E_i, es proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} y, haciendo la aproximación de que un electrón apantalla a un protón, los valores de $Z_{ef} = 1, 2, 3, \ldots$determinan que los electrones que se encuentran en un mismo orbital presentan la relación $E_i/Z_{ef} \approx$ cte.

En este caso:

$$E_{i_1} = \frac{578}{1} = 578 \text{ kJ mol}^{-1}$$

El primer valor, E_{i_1}, diferente a los siguientes indica que el electrón se encuentra solo en ese orbital.

$$E_{i_2} = \frac{1.820}{2} = 910{,}0 \text{ kJ mol}^{-1} \qquad E_{i_3} = \frac{2.750}{3} = 916{,}7 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Los valores, $E_{i_2} \approx E_{i_3}$, indican que los dos siguientes electrones están situados en un mismo tipo de orbital que debe ser un orbital s.

$$E_{i_4} = \frac{11.600}{4} = 2.900 \text{ kJ mol}^{-1} \qquad E_{i_5} = \frac{14.800}{5} = 2.960 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Los siguientes valores, E_{i_4} y E_{i_5}, mayores que los anteriores, indican que los siguientes electrones deben estar situados en un orbital en una capa con un valor de n inferior al de los electrones extraídos.

Por tanto, la configuración electrónica externa del elemento debe ser $ns^2\ np^1$, que se corresponde con la que tienen los elementos del grupo 13.

La respuesta correcta es la **a**.

3.122. El orden decreciente correcto de la primera energía de ionización para los elementos flúor, neón y magnesio es:
a) F > Ne > Mg
b) Ne > F > Mg
c) Mg > Ne > F
d) Ne > Mg > F

(O.Q.L. Asturias 2018)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^-\ \text{internos} = \#\ e^-\ \text{externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	F	Ne	Mg
Z	9	10	12
Config. Elect.	[He] $2s^2\ 2p^5$	[He] $2s^2\ 2p^5$	[Ne] $3s^2$
Z_{ef} (aprox.)	7	8	2
n	2	2	3

Tiene menor energía de ionización el elemento que presente mayor valor de n y menor valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores de la tabla, la menor energía de ionización le corresponde al Mg. Los elementos F y Ne, tienen el mismo valor de n, por lo que el factor determinante es el valor de Z_{ef}. Entre ambos, tiene menor energía de ionización el F que tiene menor valor de Z_{ef}.

El orden decreciente de energía de ionización correcto para los elementos propuestos es:

Ne > F > Mg

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

Ne (2.081) > F (1.681) > Mg (738)

La respuesta correcta es la **b**.

3.123. El número atómico de dos elementos químicos es, $Z = 19$ y $Z = 36$, respectivamente:
a) El elemento de $Z = 19$ tiene un valor de la primera energía de ionización más bajo que el de $Z = 36$.
b) El elemento de $Z = 36$ tiene un valor de la primera energía de ionización más bajo que el de $Z = 19$.
c) La primera energía de ionización no depende de la carga nuclear efectiva de los átomos.
d) Al eliminar electrones de un átomo se libera mucha energía.

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Z	19	36
Config. Elect.	[Ar] $4s^1$	[Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$
Z_{ef} (aprox.)	1	8
n	4	4

Como ambos elementos pertenecen al mismo periodo (igual valor de n), el que presenta menor energía de ionización es el que tiene menor valor de Z_{ef}, en este caso, el elemento de $Z = 19$.

La respuesta correcta es la **a**.

3.124. ¿Cuál de los siguientes elementos tendrá el mayor valor de la afinidad electrónica?
a) Aluminio
b) Cloro
c) Fósforo
d) Azufre

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

La afinidad electrónica de un átomo se define como la energía que este desprende cuando capta un electrón. La mayor afinidad electrónica le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} (Z).

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Al	P	S	Cl
Z	13	15	16	17
Config. Elect.	[Ne] $3s^2\ 3p^1$	[Ne] $3s^2\ 3p^3$	[Ne] $3s^2\ 3p^4$	[Ne] $3s^2\ 3p^5$
Z_{ef} (aprox.)	3	5	6	7
n	3	2	3	3

De acuerdo con los valores de la tabla, la mayor afinidad electrónica le corresponde al cloro.

Se trata del elemento con mayor afinidad electrónica de la tabla periódica ya que, combina una elevada carga y un tamaño adecuado que hace que la repulsión interelectrónica no sea tan elevada cuando se incorpora el nuevo electrón.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la afinidad electrónica (kJ mol^{-1}) son:

$$Cl\ (-349) > S\ (-200) > P\ (-72) > Al\ (-44)$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla-La Mancha 2010 y otras).

3.125. ¿Cuál de los siguientes elementos tiene la primera energía de ionización más alta?
a) Litio
b) Boro
c) Nitrógeno
d) Flúor

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\mathrm{i} = 1.312\frac{Z_\mathrm{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\mathrm{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\mathrm{ef} = Z - \#\ \mathrm{e}^- \text{ internos} = \#\ \mathrm{e}^- \text{ externos}$$

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Li	B	N	F
Z	3	5	7	7
Config. elect.	[He] $2s^1$	[He] $2s^2\ 2p^1$	[He] $2s^2\ 2p^3$	[He] $2s^2\ 2p^5$
Z_ef (aprox.)	1	3	5	7
n	2	2	2	2

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_ef (Z). De acuerdo con los valores la tabla, se trata del F.

Consultando la bibliografía los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

Li (520) < B (801) < N (1.402) < F (1.681)

La respuesta correcta es la **d**.

3.126. Respecto de las energías de ionización de K, Na, F, N y Cl, se puede decir:
a) La del Na es la menor y la del Cl es la mayor.
b) La del F es mayor que la del N.
c) La del F es menor que la del Cl.
d) La del Na es mayor que la del Cl.

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\mathrm{i} = 1.312\frac{Z_\mathrm{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\mathrm{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\mathrm{ef} = Z - \#\ \mathrm{e}^- \text{ internos} = \#\ \mathrm{e}^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	N	F	Na	Cl	K
Z	7	9	12	19	19
Config. elect.	[He] $2s^2\ 2p^3$	[He] $2s^2\ 2p^5$	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2\ 3p^5$	[Ar] $4s^1$
Z_ef (aprox.)	5	7	1	7	1
n	2	2	3	3	4

La menor energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de n y menor valor de Z_ef (Z) y, la mayor, al elemento con valores opuestos a los anteriores. De acuerdo con los valores la tabla, la menor energía de ionización le corresponde al K y la mayor al F.

a-c-d) Falso. De acuerdo con lo justificado en el párrafo anterior.

b) **Verdadero**. Ya que ambos elementos son los que tienen menor valor de n, pero el valor de Z_ef del F es mayor que el del N.

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

K (419) < Na (496) < Cl (1.251) < N (1.402) < F (1.681)

La respuesta correcta es la **b**.

3.127. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la energía de ionización más baja?
a) Na
b) Mg
c) Ca
d) K

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	Na	Mg	K	Ca
Z	11	12	19	20
Config. elect.	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2$	[Ar] $4s^1$	[Ar] $4s^2$
Z_{ef} (aprox.)	1	2	1	2
n	3	3	4	4

La menor energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de n y menor valor de Z_{ef} (Z). De acuerdo con los valores la tabla, se trata del K.

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

K (419) < Na (496) < Ca (510) < Mg (738)

La respuesta correcta es la **d**.

3.128. De los siguientes elementos, ¿cuál presenta las energías de ionización sucesivas (kJ mol^{-1}) que se indican a continuación?

$E_{i_1} = 738$ $E_{i_2} = 1.451$ $E_{i_3} = 7.733$ $E_{i_4} = 10.540$ $E_{i_1} = 13.628$

a) Si
b) Na
c) Mg
d) Al

(O.Q.L. Valencia 2019)

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:

Na ($Z = 11$) → [Ne] $3s^1$

Mg ($Z = 12$) → [Ne] $3s^2$

Al ($Z = 13$) → [Ne] $3s^2\ 3p^1$

Si ($Z = 14$) → [Ne] $3s^2\ 3p^2$

Suponiendo que la energía de ionizacion, E_i es proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} y, haciendo la aproximación de que un electrón apantalla a un protón, los valores de $Z_{ef} = 1, 2, 3, \ldots$determinan que los electrones que se encuentran en un mismo orbital presentan la relación $E_i/Z_{ef} \approx$ cte.

En este caso:

$$E_{i_1} = \frac{738}{1} = 738 \text{ kJ mol}^{-1} \qquad E_{i_2} = \frac{1.450}{1} = 726 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Estos dos valores, $E_{i_1} \approx E_{i_2}$, indican que estos electrones deben estar situados en un mismo tipo de orbital de la misma capa.

$$E_{i_3} = \frac{7.733}{3} = 2.578 \text{ kJ mol}^{-1} \quad E_{i_4} = \frac{10.540}{4} = 2.635 \text{ kJ mol}^{-1} \quad E_{i_5} = \frac{13.628}{3} = 2.726 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Estos tres valores, $E_{i_3} \approx E_{i_4} \approx E_{i_5}$, más grandes que los anteriores, indican que los siguientes electrones deben estar situados en un mismo tipo orbital, pero en una capa más próxima al núcleo que los dos anteriores.

Al existir solo dos electrones en el primer tipo de orbital indica que este se trata de un orbital s y, por tanto, los tres electrones siguientes deben estar situados en un orbital p.

La configuración electrónica externa del elemento debe ser $(n-1)p^6\ ns^2$. De los elementos propuestos el que tiene una configuración electrónica de ese tipo es el Mg.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2003 y Sevilla 2010).

3.129. El valor creciente de las energías de ionización para los elementos Na, Mg, C, N y F es:
a) F < N < C < Mg < Na
b) Na < Mg < C < N < F
c) F < C < N < Mg < Na
d) Na < C < N < Mg < F

(O.Q.L. Extremadura 2019)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	C	N	F	Na	Mg
Z	6	7	9	11	12
Config. Elect.	[He] $2s^2\ 2p^2$	[He] $2s^2\ 2p^3$	[He] $2s^2\ 2p^5$	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2$
Z_{ef} (aprox.)	4	5	7	1	2
n	2	2	2	3	3

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores la tabla, el orden creciente de la primera energía de ionización para estos elementos es:

Na < Mg < C < N < F

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

Na (496) < Mg (738) < C (1.087) < N (1.402) < F (1.681)

La respuesta correcta es la **b**.

3.130. La primera energía de ionización de un átomo de aluminio es menor que la del magnesio. ¿Cuál es la razón de este hecho experimental?
a) El aluminio tiene una masa atómica mayor que el magnesio.
b) El átomo de magnesio tiene una carga nuclear mayor que el de aluminio.
c) El electrón que pierde el átomo de aluminio es de tipo p, mientras que el electrón que pierde el átomo de magnesio es de tipo s.
d) La masa atómica de un átomo de aluminio es menor que la del magnesio.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2020)

La masa de un átomo no tiene nada que ver con su energía de ionización.

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\text{i} = 1.312\frac{Z_\text{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\text{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\text{ef} = Z - \text{\# e}^- \text{ internos} = \text{\# e}^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Mg	Al
Z	12	13
Config. Elect.	[Ne] $3s^2$	[Ne] $3s^2\ 3p^1$
Z_ef (aprox.)	2	3
n	3	3

La menor energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de n y menor Z_ef (Z), pero como ambos elementos son pertenecen al mismo periodo, la energía de ionización únicamente depende del valor de Z_ef. De acuerdo con estos valores, el elemento con menor energía de ionización debería ser el Mg, pero existe una anomalía entre los valores del Mg y Al. Se tiene que $Z_\text{ef}(\text{Al}) > Z_\text{ef}(\text{Mg})$, ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2p^1) que el segundo (s^2). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del Al debería ser mayor que la del Mg. Esta anomalía se debe a que el único electrón p^1 del aluminio se encuentra bien protegido por los electrones s^2 y los internos. Por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón p^1 que para quitar uno de los electrones s^2 apareados del mismo nivel de energía. La menor energía de ionización le corresponde al Al.

Consultando la bibliografía, las energías de ionización (kJ mol^{-1}) son:

$$\text{Al (578)} < \text{Mg (738)}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.131. La afinidad electrónica:
a) Disminuye a lo largo de un periodo y aumenta al bajar en un grupo.
b) Aumenta a lo largo de un periodo y disminuye al bajar en un grupo.
c) Disminuye a lo largo de un periodo y al bajar en un grupo,
d) Aumenta a lo largo de un periodo y al bajar en un grupo

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2020)

La afinidad electrónica de un átomo se define como la energía que este desprende cuando capta un electrón. La mayor afinidad electrónica será tanto mayor, cuanto menor sea el valor de n y mayor el valor de Z_ef (Z).

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\text{ef} = Z - \text{\# } e^- \text{ internos} = \text{\# } e^- \text{ externos}$$

Por tanto, aunque existen bastantes excepciones, la afinidad electrónica de un átomo aumenta en un periodo y disminuye en un grupo con el número atómico.

La respuesta correcta es la **b**.

3.132. Para los elementos: S, Na, Ne y Rb, indique cuál es el orden correcto de energía de ionización:
a) S < Rb < Na < Ne
b) Rb < S < Na < Ne
c) Rb < Na < S < Ne
d) Na > Rb > S > Ne

(O.Q.L. La Rioja 2020)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\text{i} = 1.312\frac{Z_\text{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\text{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\text{ef} = Z - \text{\# e}^- \text{ internos} = \text{\# e}^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Ne	Na	S	Rb
Z	10	11	16	37
Config. Elect.	[He] $2s^2\ 2p^6$	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2\ 3p^4$	[Kr] $5s^1$
Z_ef (aprox.)	8	1	6	1
n	2	3	3	5

La mayor energía de ionización le corresponde a la especie con menor valor de n y mayor valor de Z_ef. De acuerdo con los valores la tabla, el orden creciente de la energía de ionización para estos elementos es:

Rb < Na < S < Ne

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

Rb (403) < Na (496) < S (1.000) < Ne (2.081)

La respuesta correcta es la **c**.

3.133. Ordene los siguientes elementos: Se, Ca, Ge, O y Cs según su carácter metálico:
a) Cs > Ge > Se > Ca > O
b) Cs > Ge > Ca > Se > O
c) O < Ge < Se < Ca < Cs
d) O < Se < Ge < Ca < Cs

(O.Q.L. La Rioja 2020)

El carácter metálico de un elemento está relacionado con su facilidad para perder electrones y formar cationes. Este carácter decrece en:

- un periodo al aumentar Z_ef

- un grupo al disminuir n

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Cs	Ca	Ge	Se	O
Z	55	20	32	34	8
Config. Elect.	[Xe] $6s^1$	[Ar] $4s^2$	[Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^2$	[Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^4$	[He] $2s^2\ 2p^4$
Z_ef (aprox.)	1	2	4	6	6
n	6	4	4	4	2
Carácter Metálico	Muy Alto	Muy Alto	Medio	Bajo	Muy Bajo

Entre los metales Cs y Ca, tiene mayor carácter metálico el Rb ya que tiene menor Z_{ef}.

El Ge es un semimetal o metaloide y tiene menor carácter metálico que los metales y mayor que los no metales.

Entre los no metales O y Se, tiene mayor carácter metálico el Se ya que tiene mayor n.

De acuerdo con lo expuesto, el carácter metálico de los elementos propuestos crece en el siguiente orden:

$$O < Se < Ge < Ca < Cs$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Oviedo 2014).

3.134. Para los elementos flúor, neón y sodio es cierto que:
a) El neón tiene la mayor afinidad electrónica.
b) El sodio tiene la mayor segunda energía de ionización.
c) El flúor tiene el mayor radio atómico.
d) Nada de lo anterior.

(O.Q.L. Castilla y León 2020)

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	F	Ne	Na	F^+	Ne^+	Na^+
Z	9	10	11	9	10	10
Config. Elect.	[He] $2s^2\ 2p^5$	[He] $2s^2\ 2p^6$	[Ne] $3s^1$	[He] $2s^2\ 2p^4$	[He] $2s^2\ 2p^5$	[He] $2s^2\ 2p^6$
Z_{ef} (aprox.)	7	8	1	>7	>8	$>>8$
n	2	2	3	2	2	2

a) Falso. La afinidad electrónica, E_{ea}, de un átomo se define como la energía que este desprende cuando capta un electrón.

La mayor afinidad electrónica le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores de la tabla debería ser el neón, pero como se trata de un gas noble que tiene su octeto completo y, por ello, no tiende a captar electrones, la mayor afinidad electrónica le corresponde flúor.

Consultando la bibliografía, los valores de E_{ae} (kJ mol^{-1}) son:

$$F\ (-328) < Na\ (-53) < Ne\ (29)$$

b) **Verdadero**. La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^-\ \text{internos} = \#\ e^-\ \text{externos}$$

La mayor segunda energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores la tabla, se trata del sodio.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la segunda energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

$$F^+\ (3.374) < Ne^+\ (3.952) < Na^+\ (4.562)$$

c) Falso. El mayor radio le corresponde al elemento con mayor número de capas electrónicas y menor valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores de la tabla, se trata del sodio.

Consultando la bibliografía, los valores del radio (pm) son:

Na (186) > F (72) > Ne (71)

La respuesta correcta es la **b**.

3.135. Ordene, de mayor a menor, la energía de ionización de las especies $_1H$, $_3Li$, $_3Li^{2+}$:
a) $Li^{2+} = Li > H$
b) $H > Li > Li^{2+}$
c) $Li^{2+} > H > Li$
d) $Li > Li^{2+} > H$

(O.Q.L. Madrid 2020)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	H	Li	Li^{2+}
Z	1	3	3
Config. Elect.	$1s^1$	[He] $2s^1$	$1s^1$
Z_{ef} (aprox.)	1	1	> 2
n	1	2	1

La mayor energía de ionización le corresponde a la especie con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} (Z), que en este caso es Li^{2+} y la menor, a la especie con mayor valor de n, el Li.

De acuerdo con los valores de la tabla, el orden de energías de ionización es:

$Li^{2+} > H > Li$

Consultando la bibliografía, las energías de ionización (kJ mol^{-1}) son:

Li^{2+} (11.813) > H (1.312) > Li (520)

La respuesta correcta es la **c**.

3.136. ¿Cuál de las siguientes propuestas referentes a la segunda energía de ionización, E_i, de los átomos de los elementos mencionados es verdadera?
a) Es más alta para el Al que para el Mg debido a que el Mg "quiere perder" un segundo electrón, por lo que es más fácil arrancarlo.
b) Es más alta para el Al que para el Mg debido a que, aunque los electrones están el mismo nivel de energía, el átomo de Al tiene un protón más, y su carga nuclear efectiva es mayor.
c) Es más baja para el Al que para el Mg debido a que el Mg "quiere perder" un segundo electrón, así la segunda E_i es mayor.
d) Es más baja para el Al que para el Mg debido a que, en el Al, el segundo electrón que se arranca está en un orbital p, de forma que es fácil de quitar.

(O.Q.L. Valencia 2020)

La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	Mg	Mg^+	Al	Al^+
Z	12	12	13	13
Config. elect.	[Ne] $3s^2$	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2\ 3p^1$	[Ne] $3s^2$
Z_{ef} (aprox.)	2	> 2	3	> 3
n	2	3	3	3

La mayor energía de ionización le corresponde a la especie con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores de la tabla, se tiene que $Z_{ef}(Al^+) > Z_{ef}(Mg^+)$, por lo que el mayor valor de la energía le corresponde al Al^+.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

$$Al^+\ (1.816) > Mg^+\ (1.450)$$

La respuesta correcta es la **b**.

4. ELECTRONEGATIVIDAD

4.1. Indique cuál de las siguientes propuestas es correcta:
a) El ion O^{2-} es más electronegativo que el átomo neutro Ne.
b) El ion F^- es más electronegativo que el ion Na^+.
c) El ion Na^+ es más electronegativo que el ion O^{2-}.
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 1996)

La electronegatividad es una propiedad que se refiere a los elementos, no a los átomos, ni a los iones que estos forman, por lo que las propuestas a), b) y c) carecen de sentido.

La respuesta correcta es la **d**.

4.2. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?
a) La primera energía de ionización del Ar es mayor que la del Cl.
b) La afinidad electrónica del F es mayor que la afinidad electrónica del O.
c) El As es más electronegativo que el Se.
d) Es más difícil arrancar un electrón del ion sodio (Na^+) que del átomo de neón.

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Madrid 2009)

a) Verdadero. La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\text{i} = 1.312\frac{Z_\text{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\text{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\text{ef} = Z - \#\ \text{e}^- \text{ internos} = \#\ \text{e}^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Cl	Ar
Z	17	18
Config. elect.	[Ne] $3s^2\ 3p^5$	[Ne] $3s^2\ 3p^6$
Z_ef (aprox.)	7	8
n	3	3

La mayor energía de ionización le corresponde a la especie con menor valor de n y mayor valor de Z_ef. De acuerdo con los valores de la tabla, le corresponde al Ar.

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son, Ar (1.521) > Cl (1.251).

b) Verdadero. La afinidad electrónica, E_ea, es la energía que desprende un átomo en estado gaseoso cuando capta un electrón.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	O	F
Z	8	9
Config. elect.	[He] $2s^2\ 2p^4$	[He] $2s^2\ 2p^5$
Z_ef (aprox.)	6	7
n	2	2

La mayor afinidad electrónica le corresponde a la especie con menor valor de n y mayor valor de Z_ef. De acuerdo con los valores de la tabla, le corresponde al F.

Consultando la bibliografía, los valores de E_ea (kJ mol^{-1}) son, F (–328) > O (–141).

c) **Falso**. La electronegatividad, χ, mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i, y de la afinidad electrónica, E_{ea}, de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor n (capas electrónicas)

- periodo al aumentar el valor del número atómico.

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:

As $(Z = 33) \rightarrow$ [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^3$

Se $(Z = 34) \rightarrow$ [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^4$

Como se observa, se trata de dos elementos del mismo periodo, pero el número atómico del Se es mayor que el del As, por lo que el Se es más electronegativo.

Consultando la bibliografía, los valores de χ (escala de Pauling) son, Se (2,55) > As (2,16).

d) Verdadero. Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	Ne	Na^+
Z	10	11
Config. elect.	[He] $2s^2\ 2p^6$	[He] $2s^2\ 2p^6$
Z_{ef} (aprox.)	8	> 8
n	2	2

La mayor energía de ionización le corresponde a la especie con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores de la tabla, le corresponde al Na^+.

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son, Na^+ (4.562) > Ne (2.081).

La respuesta correcta es la **c**.

4.3. Las electronegatividades de los elementos químicos potasio, calcio, fósforo y cloro crecen en el orden:
a) K < Ca < P < Cl
b) Cl < P < Ca < K
c) Ca < K < Cl < P
d) K < Ca < Cl < P
e) Ca < K < P < Cl

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

La electronegatividad, χ, mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i, y de la afinidad electrónica, E_{ea}, de forma que aumenta al aumentar el valor de ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor del número cuántico principal n.

- periodo al aumentar el valor del número atómico.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	P	Cl	K	Ca
Z	15	17	19	20
Config. elect.	[Ne] $3s^2\ 3p^3$	[Ne] $3s^2\ 3p^5$	[Ar] $4s^1$	[Ar] $4s^2$
Z_{ef} (aprox.)	5	7	1	2
n	3	3	4	4

De acuerdo con los valores de n y de Z_{ef} que aparecen en la tabla, el orden creciente de electronegatividad de los elementos propuestos es:

K < Ca < P < Cl

Consultando la bibliografía, los valores de χ (escala de Pauling) son:

K (0,82) < Ca (1,00) < P (2,19) < Cl (3,16)

La respuesta correcta es la **a**.

4.4. ¿Cuál de los siguientes elementos es más electronegativo?
a) O
b) S
c) Si
d) Ga

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

La electronegatividad, χ, mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i, y de la afinidad electrónica, E_{ea}, de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor n (capas electrónicas)

- periodo al aumentar el valor del número atómico.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	O	Si	S	Ga
Z	8	14	16	31
Config. elect.	[He] $2s^2\ 2p^4$	[Ne] $3s^2\ 3p^2$	[Ne] $3s^2\ 3p^4$	[Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^1$
Z_{ef} (aprox.)	6	4	6	3
n	2	3	3	4

De acuerdo con los valores de n y de Z_{ef} que aparecen en la tabla, el elemento más electronegativo es O.

Consultando la bibliografía, los valores de χ (escala de Pauling) son:

O (3,44) > S (2,58) > Si (1,90) > Ga (1,81)

La respuesta correcta es la **a**.

4.5. En general, un átomo con electronegatividad elevada tiene:
a) Número atómico pequeño.
b) Radio atómico elevado.
c) Tendencia a formar iones positivos.
d) Elevada energía de ionización.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

La electronegatividad, χ, mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i, y de la afinidad electrónica, E_{ea}, de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva.

a) Falso. El número atómico no es determinante a la hora de establecer la electronegatividad de un elemento.

b) Falso. Según se ha justificado, un elemento es tanto más electronegativo cuanto menor es su radio.

c) Falso. Los elementos muy electronegativos tienden a formar aniones y no cationes.

d) **Verdadero**. Según se ha justificado, un elemento es tanto más electronegativo cuanto mayor es su energía de ionización.

La respuesta correcta es la **d**.

4.6. Dadas las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos:
A: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$ B: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ C: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ D: $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ E: $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
a) La menor energía de ionización corresponde al elemento E.
b) La mayor afinidad electrónica corresponde al elemento B.
c) El elemento más electronegativo es D.
d) El elemento de mayor carácter metálico es C.
e) El elemento con mayor radio iónico es A.
f) La segunda energía de ionización de E es mayor que la segunda de C.
g) La afinidad electrónica de E es menor que la de C.

(O.Q.L. Asturias 2000) (O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. La Rioja 2014) (O.Q.L. Jaén 2018)

De la configuración electrónica propuesta para A se deduce que:

- El valor máximo de $n = 3$ indica que se trata de un elemento del 3er periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 2 electrones de valencia (s^2), que pertenece al grupo 2 (alcalinotérreos).
- Se trata del elemento de número atómico $Z = 12$, magnesio (Mg).

De la configuración electrónica propuesta para B se deduce que:

- El valor máximo de $n = 3$ indica que se trata de un elemento del 3er periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 1 electrón de valencia (s^1), que pertenece al grupo 1 (alcalinos).
- Se trata del elemento de número atómico $Z = 11$, sodio (Na).

De la configuración electrónica propuesta para C se deduce que:

- El valor máximo de $n = 2$ indica que se trata de un elemento del 2º periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 8 electrones de valencia (s^2p^6), que pertenece al grupo 18 (gases nobles).
- Se trata del elemento de número atómico $Z = 10$, neón (Ne).

De la configuración electrónica propuesta para D se deduce que:

- El valor máximo de $n = 2$ indica que se trata de un elemento del 2º periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 7 electrones de valencia (s^2p^5), que pertenece al grupo 17 (halógenos).
- Se trata del elemento de número atómico $Z = 9$, flúor (F).

De la configuración electrónica propuesta para E se deduce que:

- El valor máximo de $n = 2$ indica que se trata de un elemento del 2º periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 5 electrones de valencia (s^2p^3), que pertenece al grupo 15.
- Se trata del elemento de número atómico $Z = 7$, nitrógeno (N).

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	A	B	C	D	E
Z	12	11	10	9	7
Config. Elect.	[Ne] $3s^2$	[Ne] $3s^1$	[He] $2s^2\ 2p^6$	[He] $2s^2\ 2p^5$	[He] $2s^2\ 2p^3$
Z_{ef} (aprox.)	2	1	8	7	5
n	3	3	2	2	2

a) La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\mathrm{i} = 1.312\frac{Z_\mathrm{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\mathrm{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\mathrm{ef} = Z - \#\ \mathrm{e}^- \text{ internos} = \#\ \mathrm{e}^- \text{ externos}$$

La menor energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de n y menor valor de Z_ef. De acuerdo con los valores de la tabla, la menor energía de ionización le corresponde al elemento B (Na).

b) Falso. La afinidad electrónica, E_ea, es la energía que desprende un átomo en estado gaseoso cuando capta un electrón.

La mayor afinidad electrónica le corresponde al elemento con menor Z_ef y mayor n. De acuerdo con los valores de la tabla, la mayor afinidad electrónica le corresponde al elemento D (F). Hay que excluir al elemento C (Ne) que, por tener su octeto completo, no tiene tendencia a captar electrones.

c) **Verdadero**. La electronegatividad es la capacidad relativa de un átomo para atraer hacia si los electrones de su enlace con otro átomo.

Los elementos más electronegativos son los que tienen valores elevados de la energía de ionización y afinidad electrónica, es decir, con valores grandes de Z_ef y pequeños de n. De acuerdo con los valores de la tabla, la mayor electronegatividad le corresponde al elemento D (F). Hay que excluir al elemento C que, por tener su octeto completo, no tiene tendencia a enlazarse con otros átomos.

d) Falso. El carácter metálico de un elemento mide su capacidad de reducir a otros elementos y ceder electrones y oxidarse.

Según se ha visto en el apartado a), el elemento con mayor carácter metálico, es decir, con más capacidad para ceder electrones, es el B (Na).

e) Falso. Los elementos A (Mg) y B (Na) son metales ya que tienen pocos electrones de valencia y tienen tendencia a ceder esos electrones y formar cationes.

▪ Cuando se forma un catión, disminuye el número de electrones y con ello la constante de apantallamiento, lo que hace aumentar la carga nuclear efectiva y la atración del núcleo sobre los electrones. Esto determina una considerable reducción del radio del átomo, lo que el radio del catión es bastante menor que el radio del átomo del que procede.

Los elementos D (F) y E (N) son no metales ya que tienen muchos electrones de valencia y tienen tendencia a captar electrones y formar aniones. Hay que excluir al elemento C (Ne) que por tener su octeto completo no tiene tendencia a enlazarse con otros átomos.

▪ Cuando se forma un anión, aumenta el número de electrones y con ello la constante de apantallamiento, lo que hace disminuir la carga nuclear efectiva y la atración del núcleo sobre los electrones. Esto determina un considerable aumento del radio del átomo, por lo que el radio del anión es tanto mayor cuanto mayor sea el número de electrones que incorpora el átomo que forma el anión estable. El elemento D capta un electrón para formar el anión D^- mientras que el elemento E (N) capta tres electrones para formar el anión E^{3-}, luego, el radio de la especie E^{3-} es el mayor de todos los radios iónicos propuestos.

f) Falso. De acuerdo con los datos que figuran en la tabla, los iones C^+ y E^+ tienen el mismo valor de n, sin embargo, la carga efectiva, Z_ef, del primero es mayor que del segundo, por lo que la segunda energía de ionización del elemento C (Ne) es mayor que del elemento E (N).

g) Falso. El elemento C (Ne) tiene configuración electrónica de gas noble, por lo que no tiene tendencia a captar electrones y su afinidad electrónica es menor que la del elemento E (N) que tiene 5 electrones en su capa de valencia.

La respuesta correcta es la **c**.

4.7. Según Pauling el carácter iónico de un enlace está relacionado con una de estas respuestas:
a) La diferencia de afinidades electrónicas entre los átomos que lo constituyen.
b) La diferencia de electronegatividades entre los átomos que lo constituyen.
c) El tamaño relativo entre catión y anión.
d) La energía de ionización del catión.

(O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. Murcia 2016)

Según L. Pauling (1932), el carácter iónico parcial de un enlace lo mide la energía de resonancia iónica, ΔE, que para un compuesto AB se calcula mediante la expresión:

$$\Delta E = \sqrt{E_\mathrm{d}(\mathrm{AB}) - \frac{1}{2}E_\mathrm{d}(\mathrm{AA}) \cdot E_\mathrm{d}(\mathrm{BB})}$$

que relaciona las energías de enlace de las especies AB, AA y BB.

A su vez, la energía de resonancia iónica está relacionada con la diferencia de electronegatividad de dos elementos, $\Delta\chi$, mediante esta otra expresión:

$$\Delta\chi = k\sqrt{\Delta E}$$

siendo k una constante de proporcionalidad.

La respuesta correcta es la **b**.

4.8. La configuración electrónica del elemento A es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 5s^2\ 5p^5$. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?
1) El Sb tiene una energía de ionización menor que el átomo A.
2) El Sn tiene un radio mayor que el átomo A.
3) La energía de ionización del Cl es mayor que la del átomo A.
4) De la combinación del elemento A y el elemento de $Z = 35$ se obtienen compuestos fundamentalmente iónicos.
5) El elemento A es más electronegativo que el Cl.
a) 1, 2 y 3
b) 2, 3 y 4
c) 1, 2 y 5
d) 1, 3 y 4

(O.Q.L. Baleares 2004)

De la configuración electrónica propuesta para el elemento A se deduce que:

- El valor máximo de $n = 5$ indica que se trata de un elemento del 5º periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 7 electrones de valencia (s^2p^5), que pertenece al grupo 17 (halógenos).
- Se trata del elemento de número atómico $Z = 53$, yodo (I).

1) **Verdadero**. La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\mathrm{i} = 1.312\frac{Z_\mathrm{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\mathrm{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\mathrm{ef} = Z - \#\ \mathrm{e}^-\ \text{internos} = \#\ \mathrm{e}^-\ \text{externos}$$

La configuración electrónica abreviada del antimonio, Sb ($Z = 51$) es [Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^3$. Los elementos yodo (I) y antimonio (Sb) pertenecen al mismo periodo ($n = 5$), por lo que la carga nuclear efectiva es el factor determinante de la energía de ionización. De acuerdo con los valores de Z_ef de ambos elementos, el yodo tiene mayor energía de ionización que el antimonio.

Consultando la bibliografía, los valores de las energías de ionización (kJ mol^{-1}) son, I (1.008) > Sb (834).

2) **Verdadero**. La configuración electrónica abreviada del estaño, Sn ($Z = 50$), es [Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^2$. Los elementos yodo (I) y estaño (Sn) pertenecen al mismo periodo ($n = 5$), por lo que la carga nuclear efectiva es el factor determinante del tamaño. De acuerdo con los valores de Z_{ef} de ambos elementos, el estaño tiene mayor radio que el yodo.

Consultando la bibliografía, los valores de los radios atómicos (pm) son, Sn (140) > I (133).

3) **Verdadero**. La configuración electrónica abreviada del cloro, Cl ($Z = 17$) es [Ne] $3s^2\ 3p^5$. Los elementos cloro (Cl) y yodo (I) pertenecen al mismo grupo de la tabla periódica (halógenos), por lo que tienen la misma carga efectiva, luego el factor determinante del valor de la energía de ionización es el número de capas electrónicas. De acuerdo con los valores de n de ambos elementos, el cloro tiene mayor energía de ionización que el yodo.

Consultando la bibliografía, los valores de las energías de ionización (kJ mol^{-1}) son,Cl (1.251) > I (1.008).

4) Falso. La configuración electrónica abreviada del elemento del bromo, $Z = 35$, es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$. Los elementos bromo (Br) y yodo (I) pertenecen al mismo grupo de la tabla periódica (halógenos). Ambos tienen tendencia a ganar un electrón para formar un ion monovalente con configuración electrónica de gas noble, muy estable. Por tanto, no es posible que formen entre ambos un enlace iónico.

5) Falso. La electronegatividad de un elemento, χ, mide la facilidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

Los elementos cloro (Cl) y yodo (I) pertenecen al mismo grupo de la tabla periódica (halógenos) y, teniendo en cuenta que la electronegatividad de un átomo aumenta en un grupo al disminuir el valor del número de capas electrónicas, n. De acuerdo con los valores de n de ambos elementos, el yodo no es más electronegativo que el cloro.

Consultando la bibliografía, valores de χ en la escala de Pauling son, Cl (3,16) > I (2,66).

La respuesta correcta es la **a**.

4.9. Señale la respuesta incorrecta:
a) El Ca es un elemento alcalinotérreo del 4° período de la tabla periódica.
b) El Si tiene de número atómico 14.
c) La configuración electrónica del Cu es [Ar] $3d^9\ 4s^2$.
d) El átomo de Cl es más electronegativo que el de I, y su radio atómico menor que el del azufre.

(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. Málaga 2019)

a) Correcto. La configuración electrónica abreviada del Ca ($Z = 20$) es [Ar] $4s^2$, el valor máximo de $n = 4$ indica que se trata de un elemento del 4º periodo.

b) Correcto. El silicio (Si) es un elemento que pertenece al grupo 14 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$. La suma de sus electrones indica que su número atómico es 14.

c) **Incorrecto**. La configuración electrónica abreviada del Cu ($Z = 29$) debería ser [Ar] $3d^9\ 4s^2$, aunque al desaparear el electrón del orbital $4s$ y promocionarlo al orbital $3d$ se incumple el principio de mínima energía que dice:

> "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes",

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

se consigue una nueva configuración electrónica abreviada [Ar] $4s^1\ 3d^{10}$ que es más estable y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

d) Correcto. Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:

$$\text{Cl } (Z = 17) \rightarrow [\text{Ne}]\ 3s^2\ 3p^5$$

$$\text{I } (Z = 53) \rightarrow [\text{Kr}]\ 4d^{10}\ 5s^2\ 5p^5$$

Como ambos elementos tienen 7 electrones de valencia (s^2p^5), pertenecen al grupo 17 (halógenos).

Teniendo en cuenta que la electronegatividad de un átomo aumenta en un grupo al disminuir el valor del número de capas electrónicas, n, de acuerdo con los valores de n de ambos elementos, el cloro es más electronegativo que el yodo.

Consultando la bibliografía, valores de χ en la escala de Pauling son, Cl (3,16) > I (2,66).

▪ La configuración electrónica abreviada del S ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$.

Los elementos cloro azufre pertenecen al mismo periodo ($n = 3$), por lo que la carga nuclear efectiva es el factor determinante del tamaño. De acuerdo con los valores de Z_{ef} de ambos elementos, el azufre tiene mayor radio que el cloro.

Consultando la bibliografía, los valores de los radios atómicos (pm) son, S (104) > Cl (99).

La respuesta correcta es la **c**.

4.10. Sobre la tabla periódica de los elementos químicos, señale de las siguientes afirmaciones cuál es la falsa:
a) El radio de los átomos neutros siempre es menor que el radio de sus cationes.
b) La electronegatividad en los periodos disminuye generalmente de derecha a izquierda.
c) La energía de ionización de los elementos químicos en los grupos aumenta generalmente de abajo a arriba.
d) El volumen de los átomos aumenta en los grupos de arriba hacia abajo.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

a) **Falso**. El radio del catión siempre es menor que el del átomo del que procede ya que, al perder un electrón, disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, esto hace que la fuerza de atracción nuclear aumente y el tamaño del átomo disminuya.

b) Verdadero. La electronegatividad, χ, mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i, y de la afinidad electrónica, E_{ea}, de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva, por tanto, aumenta en un periodo al aumentar el valor del número atómico.

c) Verdadero. La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un grupo se mantiene constante, por lo que el factor determinante del valor de la energía de ionización en el mismo es el número de capas electrónicas, que hace que la energía de ionización disminuya conforme aumenta n.

d) Verdadero. El número de capas electrónicas es el factor determinante del tamaño. Cuanto mayor sea el valor de n, mayor es el volumen del átomo.

La respuesta correcta es la **a**.

4.11. La electronegatividad de los elementos químicos sodio, aluminio, carbono y flúor crece en el sentido:
a) Na < Al < C < F
b) Na < Al < F < C
c) C < F < Al < Na
d) Al < F < Na < C

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

La electronegatividad, χ, mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i, y de la afinidad electrónica, E_{ea}, de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor n (capas electrónicas)

- periodo al aumentar el valor del número atómico.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	C	F	Na	Al
Z	6	9	11	13
Config. Elect.	[He] $2s^2\ 2p^2$	[He] $2s^2\ 2p^5$	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2\ 3p^1$
Z_{ef} (aprox.)	4	7	1	3
n	2	2	3	3

De acuerdo con los valores de la tabla, el orden creciente de electronegatividad es:

Na < Al < C < F

Consultando la bibliografía, los valores de la electronegatividad según Pauling son:

Na (0,93) < Al (1,61) < C (2,55) < F (3,98)

La respuesta correcta es la **a**.

4.12. ¿Cuál de las siguientes series de elementos por orden creciente de electronegatividad es correcta?
a) Al < N < Rb < F
b) Rb < N < F < Al
c) Rb < Al < N < F
d) F < Al < Rb < N

(O.Q.L. Baleares 2006) (O.Q.L. La Rioja 2016) (La Rioja 2019)

La electronegatividad, χ, mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i, y de la afinidad electrónica, E_{ea}, de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor n (capas electrónicas)

- periodo al aumentar el valor del número atómico.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	N	F	Al	Rb
Z	7	9	13	37
Config. Elect.	[He] $2s^2\ 2p^3$	[He] $2s^2\ 2p^5$	[Ne] $3s^2\ 3p^1$	[Kr] $5s^1$
Z_{ef} (aprox.)	5	7	3	1
n	2	2	3	5

De acuerdo con los valores de la tabla, el orden creciente de electronegatividad es:

Rb < Al < N < F

Consultando la bibliografía, los valores de la electronegatividad según Pauling son:

Rb (0,82) < Al (1,61) < N (3,04) < F (3,98)

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 1997 y 2005 y Murcia 2006).

4.13. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?
a) Pauling elaboró una escala de electronegatividades.
b) Con la ley de Hess se pueden calcular los radios atómicos.
c) Con el modelo atómico de Bohr se puede interpretar la estructura electrónica de cualquier átomo.
d) Planck interpretó por primera vez el espectro del hidrógeno.

(O.Q.L. Baleares 2006)

a) **Verdadero**. La escala de electronegatividades más ampliamente utilizada fue elaborada por L. Pauling (1932) a partir de medidas de energías de enlace y relacionando estas con la diferencia de electronegatividad existente entre los dos elementos enlazados. Su escala es relativa al elemento flúor al que asigna un valor máximo de 3,98.

b) Falso. Los radios se pueden calcular a partir de medidas con espectrometría de RX. Una aplicación de la ley de Hess (1840) es el ciclo de Born-Haber (1919) con el que se pueden calcular energías reticulares o bien afinidades electrónicas.

c) Falso. El modelo atómico propuesto por N. Bohr (1913) solo es aplicable al hidrógeno y átomos hidrogenoides.

d) Falso. M. Planck (1900) propuso la teoría cuántica que proponía la discontinuidad de la energía radiada por los átomos.

La respuesta correcta es la **a**.

4.14. Señale cuál de las ordenaciones siguientes representa correctamente un aumento creciente de la electronegatividad de los elementos:
a) Na < Cl < S < O
b) B < N < C < O
c) C < N < O < F
d) N < O < Cl < F
e) C < B < F < O

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013) (O.Q.L. Castilla y León 2018)

La electronegatividad, χ, mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i, y de la afinidad electrónica, E_{ea}, de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor n (capas electrónicas)

- periodo al aumentar el valor del número atómico.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	B	C	N	O	F	Na	S	Cl
Z	5	6	7	8	9	11	16	17
Con. Elec. Ext.	$2s^2\ 2p^1$	$2s^2\ 2p^2$	$2s^2\ 2p^3$	$2s^2\ 2p^4$	$2s^2\ 2p^5$	$3s^1$	$3s^2\ 3p^4$	$3s^2\ 3p^5$
Z_{ef} (aprox.)	3	4	5	6	7	1	6	7
n	2	2	2	2	2	3	3	3

De acuerdo con los valores de la tabla, el orden creciente de electronegatividad es:

Na < B < C < S < N < Cl < O < F

De todas las propuestas, la correcta es:

C < N < O < F

Consultando la bibliografía, los valores de la electronegatividad según Pauling son:

Na (0,93) < B (2,04) < C (2,55) < S (2,58) < Cl (3,16) < O (3,44) < F (3,98)

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 1997 y Castilla y León 2005).

4.15. Si un átomo de cierto elemento posee la siguiente configuración electrónica:
$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$ se puede decir que:
a) Es un metal de transición.
b) Se encuentra en un estado excitado.
c) Pierde un electrón con facilidad.
d) Es más electronegativo que el yodo.

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. La Rioja 2014)

De la configuración electrónica propuesta para el elemento se deduce que:

- El valor máximo de $n = 4$ indica que se trata de un elemento del 4º periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 1 electrón de valencia (s^1), que pertenece al grupo 1 (alcalinos).
- Se trata del elemento de número atómico $Z = 19$, potasio (K).

a) Falso. Los elementos de transición envían el electrón diferenciador a un orbital d.

b) Falso. La configuración electrónica propuesta cumple el principio de mínima de energía, por lo que corresponde al estado fundamental.

c) **Verdadero**. El potasio, como el resto de los metales alcalinos, tiene una elevada tendencia a ceder ese electrón s^1 y oxidarse formando el ion K^+ con una configuración electrónica de gas noble muy estable, [Ne] $3s^2\ 3p^6$. En otras palabras, tiene baja energía de ionización.

d) Falso. Los metales alcalinos tienen las electronegatividades más bajas de la tabla periódica, mientras que los halógenos, como el yodo, las más altas.

La respuesta correcta es la **c**.

(En la cuestión propuesta en La Rioja 2014 se cambia yodo por bromo).

4.16. ¿Cuál de las siguientes propuestas es cierta?
a) En un grupo la energía de ionización disminuye al aumentar el número atómico.
b) En un grupo la energía de ionización aumenta al aumentar el número atómico.
c) El radio de una especie iónica A^- es mayor que el radio atómico del elemento A.
d) En un periodo, los metales aumentan su electronegatividad de derecha a izquierda, y los no metales lo hacen de izquierda a derecha.
e) En un periodo, la electronegatividad aumenta con el número atómico.
f) El elemento que tenga afinidad electrónica alta, presentará a su vez, una energía de ionización alta.
g) El arsénico tiene un mayor carácter metálico que el bismuto.

(O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Valencia 2015) (O.Q.L. Valencia 2017) (O.Q.L. Preselección Valencia 2019) (O.Q.L. Jaén 2019)

a) **Verdadero**. La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un grupo se mantiene prácticamente constante, por lo que el factor determinante del valor de E_i dentro de un grupo es n. Como en un grupo n aumenta con el número atómico, la energía de ionización disminuye.

b) Falso. Según se ha justificado en el apartado anterior.

c) **Verdadero**. El ion A^- tiene un electrón más que el átomo A. Al aumentar el número de electrones, aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor, por lo que el radio del ion A^- es mayor que el del átomo A.

d-e) Falso. La electronegatividad, χ, mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i, y de la afinidad electrónica, E_{ea}, de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento, sea metal o no metal, es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un elemento aumenta en un periodo al aumentar el valor del número atómico, es decir, de izquierda a derecha. Esto no se cumple con los gases nobles ya que, como no tienen tendencia a enlazarse, no tienen electronegatividad.

f) Falso. No se cumple en los elementos del grupo 18 (gases nobles) que tienen las máximas energías de ionización del periodo, pero sus afinidades electrónicas son bajas al no tener tendencia a captar electrones.

g) Falso. El arsénico es un metaloide mientras que el bismuto no lo es.

Las respuestas correctas son **a** y **c**.

4.17. La electronegatividad de un elemento está relacionada con:
a) La facilidad de perder un electrón de la capa de valencia.
b) La tendencia a comportarse como reductor.
c) La facilidad de perder un electrón de la primera capa.
d) La atracción de electrones de un enlace.

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

La electronegatividad, χ, mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

La respuesta correcta es la **d**.

4.18. Indique la afirmación que considere correcta:
a) Electronegatividad es lo mismo que afinidad electrónica.
b) Los átomos metálicos tienden a captar electrones.
c) Los halógenos son los elementos de mayor electronegatividad.
d) La electronegatividad disminuye en un periodo conforme aumenta el número atómico.

(O.Q.L. Murcia 2008)

a) Falso. La electronegatividad es la facilidad relativa que tiene un átomo para atraer hacia si los electrones de su enlace con otro átomo, mientras que, la afinidad electrónica es la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón.

b) Falso. Los metales se caracterizan por la tendencia a ceder electrones y no a captarlos.

c) **Verdadero**. Los halógenos son elementos que se caracterizan por sus elevadas energías de ionización y afinidades electrónicas, lo que determina que sean elementos que tienden a captar electrones y no a cederlos, por tanto, son muy electronegativos y, por ello, cuando se enlazan con otros elementos atraen fuertemente hacia los electrones de su enlace con ellos.

d) Falso. Conforme se avanza en un periodo aumenta la carga nuclear efectiva, lo que hace que aumente la electronegatividad de los elementos.

La respuesta correcta es la **c**.

4.19. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponde al átomo de mayor electronegatividad?
a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$

(O.Q.L. La Rioja 2008)

La electronegatividad de un elemento, χ, mide la facilidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

En un periodo, aumenta al aumentar la carga nuclear efectiva (número atómico), mientras que en un grupo, disminuye al aumentar el número de capas electrónicas, n.

De acuerdo con lo expuesto, el menor valor de electronegatividad le corresponde al elemento cuya configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$ ya que, a diferencia de los otros tres, tiene menor valor de la carga nuclear efectiva.

Las configuraciones electrónicas restantes corresponden a elementos del mismo grupo de la tabla periódica (halógenos) ya que todos tienen 7 electrones de valencia (s^2p^5), por tanto, el elemento con mayor electronegatividad es el que tiene menos capas electrónicas, cuya configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$.

La respuesta correcta es la **b**.

4.20. Cuando se dice que un elemento A es más electronegativo que otro elemento B, nos estamos refiriendo a que el elemento A:
a) Tiene mayor volumen que el elemento B.
b) Es un elemento metálico.
c) Cuando forma un compuesto con el elemento B tiene carácter positivo.
d) Cuando forma un compuesto con el elemento B tiene carácter negativo.

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

La electronegatividad, χ, mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

Si $\chi(\text{A}) > \chi(\text{B})$, quiere decir que A atrae más a los electrones de su enlace con B, por lo que el elemento A tiene carácter negativo y el elemento B carácter positivo.

La respuesta correcta es la **d**.

4.21. La electronegatividad atómica cambia a lo largo de un periodo y a través de un grupo. En general, bajando en un grupo, y recorriendo un periodo de izquierda a derecha, estos cambios son:
a) Aumenta, aumenta
b) Aumenta, disminuye
c) Disminuye, aumenta
d) Disminuye, disminuye

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La electronegatividad, χ, mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i, y de la afinidad electrónica, E_ea, de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades.

La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo en un:

- grupo disminuye al aumentar el valor de n (capas electrónicas)

- periodo aumenta al aumentar el valor del número atómico, Z

La respuesta correcta es la **c**.

4.22. De los elementos con números atómicos 4, 11, 17 y 33, el más electronegativo es:
a) 4
b) 11
c) 17
d) 33

(O.Q.L. Murcia 2012)

La electronegatividad, χ, mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i, y de la afinidad electrónica, E_ea, de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor n (capas electrónicas)

- periodo al aumentar el valor del número atómico, Z.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	4	11	17	33
Config. Elect.	[He] $2s^2$	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2\ 3p^5$	[Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^3$
Z_ef (aprox.)	2	1	7	5
n	2	3	3	4

De acuerdo con los valores de n y de Z_ef que aparecen en la tabla, el elemento más electronegativo es el que tiene $Z = 17$.

La respuesta correcta es la **c**.

4.23. Definiendo la electronegatividad como la tendencia que tiene un elemento para atraer electrones hacia sí mismo, el elemento más electronegativo será:
a) Un gas noble
b) Un alcalino
c) El flúor
d) El oxígeno

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

La electronegatividad, χ, mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i, y de la afinidad electrónica, E_ea, de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva.

El flúor es el elemento con mayor electronegatividad de la tabla periódica ya que combina una máxima carga nuclear efectiva con un menor radio atómico.

La respuesta correcta es la **c**.

4.24. Si se ordenan de menor a mayor electronegatividad los elementos siguientes: aluminio, magnesio, nitrógeno, potasio y silicio, quedarán así:
a) K < Mg < Al < Si < N
b) Mg < K < Al < Si < N
c) K < Al < Mg < Si < N
d) K < Mg < Al < N < Si

(O.Q.L. País Vasco 2011)

La electronegatividad, χ, mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i, y de la afinidad electrónica, E_ea, de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La

electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor n (capas electrónicas)

- periodo al aumentar el valor del número atómico.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	N	Mg	Al	Si	K
Z	7	12	13	14	19
Config. Elect.	[He] $2s^2\ 2p^3$	[Ne] $3s^2$	[Ne] $3s^2\ 3p^1$	[Ne] $3s^2\ 3p^2$	[Ar] $4s^1$
Z_{ef} (aprox.)	5	2	3	4	1
n	2	3	3	3	4

De acuerdo con los valores de la tabla, el mayor valor de electronegatividad le corresponde al N, y el menor al K. Los tres restantes elementos, del mismo periodo, se ordenan de menor a mayor de acuerdo con sus cargas efectivas (Z), Mg, Al y Si.

El orden creciente de electronegatividad es:

K < Mg < Al < Si < N

Consultando la bibliografía, los valores de χ según Pauli son:

K (0,82) < Mg (1,31) < Al (1,61) < Si (1,90) < N (3,04)

La respuesta correcta es la **a**.

4.25. Ordene los siguientes elementos: Cs, F, y Cl, por orden creciente de electronegatividad:
a) F < Cl < Cs
b) Cs < Cl < F
c) Cl < Cs < F
d) F < Cs < Cl
e) Cs <F < Cl

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014) (O.Q.L. Valencia 2019)

La electronegatividad, χ, mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i, y de la afinidad electrónica, E_{ea}, de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor n (capas electrónicas)

- periodo al aumentar el valor del número atómico.

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

Se puede plantear la siguiente tabla con los elementos propuestos:

Elemento	F	Cl	Cs
Z	9	17	55
Config. Elect.	[He] $2s^2\ 2p^5$	[Ne] $3s^2\ 3p^5$	[Xe] $6s^1$
Z_{ef} (aprox.)	7	7	1
n	2	3	6

De acuerdo con los valores de la tabla, el orden creciente de electronegatividad de los elementos es:

Cs < Cl < F

Consultando la bibliografía, los valores de χ según Pauli son:

Cs (0,79) < Cl (3,16) < F (3,98)

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Preselección Valencia 2013).

4.26. Indique cuál de los siguientes átomos tiene más electronegatividad:
a) Na
b) P
c) Cl
d) Br

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014)

La electronegatividad, χ, mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i, y de la afinidad electrónica, E_{ea}, de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor n (capas electrónicas)

- periodo al aumentar el valor del número atómico.

Se puede plantear la siguiente tabla con los elementos propuestos:

Elemento	Na	P	Cl	Br
Z	11	15	17	35
Config. Elect.	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2\ 3p^3$	[Ne] $3s^2\ 3p^5$	[Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$
Z_{ef} (aprox.)	1	5	7	7
n	3	3	3	4

De acuerdo con los valores de n y de Z_{ef} que aparecen en la tabla, el elemento más electronegativo es Cl.

Consultando la bibliografía, los valores de χ según Pauli son:

Na (0,93) < P (2,19) < Br (2,96) < Cl (3,16)

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 1998).

4.27. Si se ordenan de menor a mayor electronegatividad los elementos siguientes: carbono, cesio, flúor, hidrógeno y oxígeno, quedarán así:
a) C < Cs < F < H < O
b) F < O < C < H < Cs
c) Cs < H < C < O < F
d) O < H < F < Cs < C
e) Cs < O < C < H < F

(O.Q.L. País Vasco 2015) (O.Q.L. Galicia 2019)

La electronegatividad, χ, mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i, y de la afinidad electrónica, E_{ea}, de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor n (capas electrónicas)

- periodo al aumentar el valor del número atómico.

Se puede plantear la siguiente tabla con los elementos propuestos:

Elemento	H	C	O	F	Cs
Z	1	6	8	9	55
Config. Elect.	$1s^1$	[He] $2s^2\ 2p^2$	[He] $2s^2\ 2p^4$	[He] $2s^2\ 2p^5$	[Xe] $6s^1$
Z_{ef} (aprox.)	1	4	6	7	1
n	1	2	2	2	5

De acuerdo con los valores de la tabla, el orden creciente de electronegatividad es:

Cs < H < C < O < F

Consultando la bibliografía, los valores de χ según Pauli son:

Cs (0,79) < H (2,20) < C (2,55) < O (3,44) < F (3,98)

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 1997 y 2005 y otras).

4.28. Para los elementos O, Li, N y F ¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) El más electronegativo es el nitrógeno.
b) El de menor radio es el Li.
c) El de menor carácter metálico es el F.
d) La configuración electrónica del ion Li^+ es la misma que la del ion F^-.

(O.Q.L. La Rioja 2015)

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Li	N	O	F
Z	3	7	8	9
Confg. Elect.	[He] $2s^1$	[He] $2s^2\ 2p^3$	[He] $2s^2\ 2p^4$	[He] $2s^2\ 2p^5$
Z_{ef} (aprox.)	1	5	6	7
n	2	2	2	2

a) Falso. La electronegatividad, χ, mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i, y de la afinidad electrónica, E_{ea}, de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor n (capas electrónicas)

- periodo al aumentar el valor del número atómico.

De acuerdo con los valores la tabla, el elemento que es más electronegativo es el F.

b) Falso. Al tratarse de elementos de un mismo periodo, la carga nuclear efectiva es el factor determinante del tamaño. En un periodo, esta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico lo que hace que la atracción nuclear sea mayor, por lo que el tamaño será menor. En este caso, el elemento que tiene menor radio es el F.

c) **Verdadero**. El carácter metálico de un elemento mide su capacidad de reducir a otros elementos y ceder electrones y oxidarse. El elemento con menor capacidad para ceder electrones, es decir, con menor carácter metálico es el F.

d) Falso. Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

- Li ($Z = 3$) → [He] $2s^1$ $\quad$ Li^+ → [He] $1s^2$
- F ($Z = 9$) → [He] $2s^2\ 2p^5$ $\quad$ F^- → [He] $2s^2\ 2p^6$

La respuesta correcta es la **c**.

4.29. ¿Cuál de los siguientes elementos es más electronegativo que el nitrógeno?
a) H
b) S
c) P
d) Al
e) O

(O.Q.L. Madrid 2015)

La electronegatividad, χ, mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i, y de la afinidad electrónica, E_{ea}, de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor n (capas electrónicas)

- periodo al aumentar el valor del número atómico.

Se puede plantear la siguiente tabla con los elementos propuestos:

Elemento	H	N	O	Al	P	S
Z	1	7	8	13	15	16
Config. Elect.	$1s^1$	[He] $2s^2\ 2p^3$	[He] $2s^2\ 2p^4$	[Ne] $3s^2\ 3p^1$	[Ne] $3s^2\ 3p^3$	[Ne] $3s^2\ 3p^4$
Z_{ef} (aprox.)	1	5	6	3	5	6
n	1	2	2	3	3	3

De acuerdo con los valores de la tabla, el elemento que es más electronegativo que el N es el O.

Consultando la bibliografía, los valores de χ según Pauling son:

Al (1,61) < P (2,19) < H (2,20) < S (2,58) < N (3,04) < O (3,44)

La respuesta correcta es la **e**.

4.30. Ordene los siguientes elementos según su electronegatividad decreciente:
a) O > F > N > I > C > B > Mg
b) Mg > B > I > C > N > O > F
c) I > B > N > O > F > C > Mg
d) F > O > N > C > I > B > Mg

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

La electronegatividad, χ, mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i, y de la afinidad electrónica, E_{ea}, de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor n (capas electrónicas)

- periodo al aumentar el valor del número atómico.

Se puede plantear la siguiente tabla con los elementos propuestos:

Elemento	B	C	N	O	F	Mg	I
Z	5	6	7	8	9	12	53
Config. Elect. Ext.	$2s^2\ 2p^1$	$2s^2\ 2p^2$	$2s^2\ 2p^3$	$2s^2\ 2p^4$	$2s^2\ 2p^5$	$3s^2$	$4d^{10}\ 5s^2\ 5p^5$
Z_{ef} (aprox.)	3	4	5	6	7	2	7
n	2	2	2	2	2	3	5

De acuerdo con los valores de la tabla, el orden decreciente de electronegatividad es:

F > O > N > I > C > B > Mg

Consultando la bibliografía, los valores de χ según Pauling son:

F (3,98) > O (3,44) > N (3,04) > I (2,66) > C (2,55) > B (2,04) > Mg (1,31)

Ninguna respuesta es correcta.

4.31. Respecto a los siguientes átomos Na, B, O y K, ¿qué afirmación es cierta?
a) El Na es el que tiene mayor radio.
b) El B es el que tiene mayor afinidad electrónica.
c) El K es el que tiene mayor electronegatividad.
d) El O es el que tiene mayor energía de ionización.

(O.Q.L. Madrid 2017)

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	B	O	Na	K
Z	5	8	11	19
Config. Elect.	[He] $2s^2\ 2p^1$	[He] $2s^2\ 2p^4$	[Ne] $3s^1$	[Ar] $4s^1$
Z_{ef} (aprox.)	3	6	1	1
n	2	2	3	4

a) Falso. El mayor radio le corresponde al elemento con mayor número de capas electrónicas. De acuerdo con los valores de la tabla, es el K ($n = 4$).

Consultando la bibliografía, los valores del radio (pm) son:

K (227) > Na (186) > B (83) > O (73)

b) Falso. La afinidad electrónica, E_{ea}, de un átomo se define como la energía que este desprende cuando capta un electrón.

La mayor afinidad electrónica le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores de la tabla, es el O.

Consultando la bibliografía, los valores de E_{ae} (kJ mol^{-1}) son:

O (−141) > Na (−53) > K (−48) > B (−27)

c) Falso. La electronegatividad, χ, mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i, y de la afinidad electrónica, E_{ea}, de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor n (capas electrónicas)

- periodo al aumentar el valor del número atómico.

De acuerdo con los valores de la tabla, el elemento más electronegativo es el O.

Consultando la bibliografía, los valores de χ según Pauling son:

O (3,44) > B (2,04) > Na (0,93) > K (0,82)

d) **Cierto**. La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$Z_{ef} = Z - \#\ e^-$ internos $= \#\ e^-$ externos

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores la tabla, es el O.

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

O (1.314) > B (801) > Na (496) > K (419)

La respuesta correcta es la **d**.

4.32. Con respecto al átomo de un elemento X (Z= 5) y al átomo del elemento Y (Z= 13), es correcto afirmar que:
a) Ambos elementos son metálicos.
b) La electronegatividad del elemento X es mayor que la del elemento Y.
c) La primera energía de ionización es menor para el elemento X que para Y.
d) El elemento Y tiene un radio atómico menor que el elemento X.

(O.Q.L. Asturias 2017)

a) Falso. Las configuraciones electrónicas de los elementos propuestos son:

- X ($Z = 5$) → [He] $2s^2\ 2p^1$
- Y ($Z = 13$) → [Ne] $3s^2\ 3p^1$

De ellas se deduce que ambos tienen tres electrones de valencia y, que el elemento Y puede ceder más fácilmente que el elemento X ya que estos electrones se encuentran más alejados del núcleo. Por este motivo, el elemento Y se comporta como metal y el elemento X no.

b) **Verdadero**. Como ambos pertenecen al mismo grupo de la tabla periódica y la electronegatividad dentro de un mismo grupo disminuye al aumentar el número atómico, la electronegatividad del elemento X es mayor que la del elemento Y.

c) Falso. La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312\frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^-\ \text{internos} = \#\ e^-\ \text{externos}$$

Al tener ambos elementos el mismo valor de Z_{ef}, la mayor energía de ionización le corresponde al elemento X que tiene menor valor de n.

d) Falso. Para el elemento Y, el electrón que define el tamaño, se encuentra situado en un orbital con mayor valor de n.

La respuesta correcta es la **b**.

4.33. Para los elementos Cl, Ar y K es cierto que:
a) El de menor tamaño es Cl y el menos electronegativo el K.
b) La menor energía de ionización es del K y el más electronegativo el Ar.
c) El K es el de mayor tamaño y el Cl de menor energía de ionización.
d) El Cl es el más electronegativo y el Ar el de mayor tamaño.

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Cl	Ar	K
Z	17	18	19
Config. Elect.	[Ne] $3s^2\ 3p^5$	[Ne] $3s^2\ 3p^6$	[Ar] $4s^1$
Z_{ef} (aprox.)	7	8	1
n	3	3	4

▪ El menor radio le corresponde al elemento con menor número de capas electrónicas y mayor carga efectiva, y el mayor, al elemento que tiene los valores opuestos. De acuerdo con los valores de la tabla, les corresponde al Ar y K, respectivamente.

Consultando la bibliografía, los valores del radio (pm) son:

K (227) > Cl (99) > Ar (98)

▪ La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\text{i} = 1.312\frac{Z_\text{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\text{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\text{ef} = Z - \text{\# e}^- \text{ internos} = \text{\# e}^- \text{ externos}$$

De acuerdo con los valores de la tabla, la menor energía de ionización le corresponde al K y la mayor, al Ar.

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

Ar (1.521) > Cl (1.251) > K (419)

▪ La electronegatividad, χ, mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i, y de la afinidad electrónica, E_ea, de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor n (capas electrónicas)

- periodo al aumentar el valor del número atómico.

De acuerdo con los valores de la tabla, el elemento más electronegativo es el Cl, mientras que el Ar, un gas noble, no forma enlaces, por lo que no tiene tendencia a atraer electrones.

Consultando la bibliografía, los valores de χ según Pauling son, Cl (3,16) > K (0,82)

Ninguna respuesta es correcta.

4.34. Para los siguientes elementos: Na, P, S y Cl, se puede afirmar:
a) El de mayor energía de ionización es el Cl.
b) El de mayor afinidad electrónica es Na.
c) El de electronegatividad es el S.
d) El que tiene mayor radio atómico es el P.

(O.Q.L. Jaén 2019)

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	P	S	Cl
Z	11	15	16	17
Config. Elect.	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2\ 3p^3$	[Ne] $3s^2\ 3p^4$	[Ne] $3s^2\ 3p^5$
Z_ef (aprox.)	1	3	4	5
n	3	3	3	3

a) **Verdadero**. La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\text{i} = 1.312\frac{Z_\text{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\text{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \#\ e^- \text{ internos} = \#\ e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}. Como todos los elementos pertenecen al mismo periodo ($n = 3$), la energía de ionización únicamente depende del valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores de la tabla, el elemento que tiene mayor energía de ionización es Cl.

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

Cl (1.251) > P (1.012) > S (1.000) > Na (496)

b) Falso. La afinidad electrónica, E_{ea}, es la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón.

Como los elementos propuestos pertenecen al mismo periodo ($n = 3$), la afinidad electrónica únicamente depende del valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores de la tabla, el elemento que tiene mayor afinidad electrónica es Cl.

Consultando la bibliografía, los valores de E_{ae} (kJ mol^{-1}) son:

Cl (–349) > S (–200) > P (–72) > Na (–53)

c) Falso. La electronegatividad de un elemento, χ, mide la facilidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

Como se trata de elementos que pertenecen al mismo periodo, la electronegatividad aumenta al aumentar la carga nuclear efectiva (número atómico). De acuerdo con los valores de la tabla, el elemento que tiene mayor electronegatividad es Cl.

Consultando la bibliografía, los valores de χ según Pauling son:

Cl (3,16) > S (2,58) > P (2,19) > Na (0,93)

d) Falso. Como todos los elementos pertenecen al mismo periodo ($n = 3$), el radio únicamente depende del valor de Z_{ef}. De acuerdo con los valores de la tabla, el elemento que tiene mayor radio atómico es Na.

Consultando la bibliografía, los valores del radio (pm) son:

Na (186) > P (110) > S (104) > Cl (99)

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Tarazona 2003 y otras).

4.35. De los elementos cuyas configuraciones electrónicas son:

A: $1s^2\ 2s^2$ B: $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$ C: $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ D: $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

¿Cuál de ellos tiene menor electronegatividad?

a) A
b) B
c) C
d) D

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2019)

La electronegatividad de un elemento, χ, mide la facilidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

Como se trata de elementos que pertenecen al mismo periodo, la electronegatividad aumenta al aumentar la carga nuclear efectiva (número atómico), por lo que el menor valor de electronegatividad le corresponde al elemento A cuya configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2$ ya que, es el que tiene menor valor de la carga nuclear efectiva.

La respuesta correcta es la **a**.

4.36. ¿Cuál de estos enunciados es verdadero?
a) La electronegatividad del átomo de oxígeno es muy alta.
b) En un grupo de la tabla periódica, el radio atómico aumenta de abajo a arriba.
c) El calcio ionizado se encuentra siempre en forma de Ca^{2+}, ya que su segunda energía de ionización es menor que la primera.
d) El galio tiene menor carácter metálico que el talio, y este a su vez menor carácter metálico que el indio.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2020)

a) **Verdadero**. La electronegatividad, χ, mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i, y de la afinidad electrónica, E_{ea}, de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva.

Teniendo en cuenta que la configuración electrónica abreviada del oxígeno ($Z = 8$) es [He] $2s^2\ 2p^4$, se trata de un átomo muy pequeño ($n = 2$) y con mucha carga efectiva ($Z_{ef} = 6$), por lo que se trata de un elemento muy electronegativo.

b) Falso. El radio de un átomo dentro de un grupo crece al aumentar el número de capas electrónicas, por tanto, disminuye de abajo a arriba.

c) Falso. La configuración electrónica abreviada del Ca ($Z = 20$) es [Ar] $4s^2$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados en el subnivel $4s$ se transforma en el ion Ca^{2+} con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

El número de oxidación aumenta al aumentar el número de electrones que pierde y con ello también aumenta su carga nuclear efectiva y, por tanto, su energía de ionización. Las energías de ionización sucesivas de un elemento son cada vez mayores.

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son, Ca (590) < Ca^+ (1.145).

d) Falso. El carácter metálico de un elemento está relacionado con su facilidad para perder electrones y formar cationes y dentro de un mismo grupo crece al aumentar n.

Dado que los elementos propuestos pertenecen todos al grupo 13, Ga ($n = 4$), In ($n = 5$) y Tl ($n = 6$); sí que es cierto que el galio tiene menor carácter metálico que el talio, sin embargo, este último no tiene menor carácter metálico que el indio.

La respuesta correcta es la **a**.

4.37. El átomo de fósforo:
a) Su tamaño es mayor que el del arsénico.
b) Tiene mayor energía de ionización que el de cloro.
c) Es más electronegativo que el de azufre.
d) Las tres afirmaciones anteriores son falsas.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2020)

Para los elementos propuestos se puede escribir la siguiente tabla:

Elemento	P	S	Cl	As
Z	15	16	17	33
Config. Elect.	[Ne] $3s^2\ 3p^3$	[Ne] $3s^2\ 3p^4$	[Ne] $3s^2\ 3p^5$	[Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^3$
Z_{ef} (aprox.)	5	6	7	5
n	3	3	3	4

a) Falso. El tamaño de un átomo dentro de un grupo crece al aumentar el número de capas electrónicas. De acuerdo con los valores de la tabla, el fósforo tiene menor radio atómico que arsénico.

Consultando la bibliografía, los valores del radio (pm) son, P (110) < As (120).

b) Falso. La energía de ionización, E_i, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_\mathrm{i} = 1.312\frac{Z_\mathrm{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_\mathrm{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = \text{nº cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_\mathrm{ef} = Z - \#\ \mathrm{e}^- \text{ internos} = \#\ \mathrm{e}^- \text{ externos}$$

Como los elementos cloro y fósforo pertenecen al mismo periodo ($n = 3$), la carga nuclear efectiva es el factor determinante del tamaño. En un periodo, esta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico, por lo que el cloro tiene mayor energía de ionización que el fósforo.

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son, P (1.012) < Cl (1.251).

c) Falso. La electronegatividad, χ, mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i, y de la afinidad electrónica, E_ea, de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor n (capas electrónicas)

- periodo al aumentar el valor del número atómico.

Como los elementos fósforo y azufre pertenecen al mismo periodo ($n = 3$), el factor determinante es número atómico, por lo que el fósforo es menos electronegativo que el azufre.

Consultando la bibliografía, las electronegatividades en la escala de Pauling son, P (2,19) > S (2,58).

La respuesta correcta es la **d**.

4.38. Indique el orden correcto de electronegatividad para los elementos a los que corresponden las siguientes configuraciones electrónicas:

A: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$ **B:** $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$

C: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ **D:** $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^4$

a) B > C > A > D
b) B > C > D > A
c) A > B > C > D
d) B > A > C > D

(O.Q.L. La Rioja 2020)

La electronegatividad de un elemento, χ, mide la facilidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

Dentro de un periodo aumenta al aumentar la carga nuclear efectiva (número atómico), mientras que en un grupo disminuye al aumentar el número de capas electrónicas, n.

▪ De acuerdo con lo expuesto, el menor valor de electronegatividad le corresponde al elemento A cuya configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$ ya que, a diferencia de los otros tres, tiene menor valor de la carga nuclear efectiva.

▪ Las configuraciones electrónicas de los elementos B y C corresponden a elementos del mismo grupo de la tabla periódica ya que, todos tienen 7 electrones de valencia (s^2p^5), por lo que el elemento con mayor electronegatividad de ambos, es B que tiene menos capas electrónicas.

▪ Queda el elemento D que tiene menor electronegatividad que los dos anteriores ya que, tiene las mismas capas que C, pero solo 6 electrones de valencia.

El orden decreciente de la electronegatividad para estos elementos es:

B > C > D > A

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en La Rioja 2008).

4.39. La Asamblea General de las Naciones Unidas (ONU) proclamó el año 2019 como el Año Internacional de la Tabla Periódica de los elementos químicos, en conmemoración del 150 aniversario de su diseño por parte del científico Mendeleev. La última actualización de la Tabla Periódica incluye 118 elementos y una cantidad de información sorprendente. Cuál o cuáles de las siguientes informaciones son falsas:

I) El nitrógeno es más electronegativo que el fósforo.
II) Un elemento neutro con 18 electrones es un gas en c.n.
III) Los elementos están ordenados por su masa atómica.
IV) El cadmio, situado en el quinto periodo, tiene los orbitales *f* completos.

a) I
b) II y III
c) IV
d) III y IV

(O.Q.L. Baleares 2020)

I) Verdadero. La electronegatividad de un elemento, χ, mide la facilidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

Al tratarse de elementos de un mismo periodo, la carga nuclear efectiva es el factor determinante del valor de la electronegatividad. En un periodo, esta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico, por lo que el nitrógeno es más electronegativo que el fósforo.

Consultando la bibliografía, los valores de χ en la escala de Pauling son, N (3,04) > P (2,19).

II) Verdadero. El elemento, en estado neutro, que tiene 18 electrones, es decir, que tiene de número atómico, $Z = 18$, es el argón, un gas noble.

III) **Falso**. Los elementos en la tabla periódica se encuentran ordenados por números atómicos crecientes, no por sus masas atómicas.

IV) **Falso**. Los elementos del quinto periodo no tienen llenos los orbitales f, eso no ocurre hasta llegar al elemento Hf ($Z = 72$), que se encuentra en el sexto periodo.

La respuesta correcta es la **d**.

5. PROPIEDADES MAGNÉTICAS: PARAMAGNETISMO Y DIAMAGNETISMO

5.1. La configuración electrónica del Li en el estado fundamental es $1s^2\ 2s^1$ y, por tanto:
a) El Li es un elemento del grupo 12 (II b).
b) El átomo de Li tiene propiedades diamagnéticas.
c) La energía del electrón $2s$ en el Li viene dada por la fórmula de Bohr con $n = 2$.
d) La energía del orbital $2s$ en el Li y en el H es la misma.
e) Esta configuración podría ser $1s^2\ 2p^1$ ya que los orbitales $2s$ y $2p$ son degenerados.
f) El Li es un elemento del grupo 2.
g) Reacciona fácilmente con el cloro.
h) El átomo de Li tiene propiedades paramagnéticas.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Madrid 2015) (O.Q.N. Alcalá 2016)

a-f) Falso. De acuerdo con la configuración electrónica, el Li es un elemento que tiene un electrón en su última capa, $2s^1$ y, los elementos con un único electrón externo pertenecen al grupo 1 de la tabla periódica.

b) Falso. De acuerdo con la configuración electrónica, el Li tiene un electrón desapareado en el orbital $2s$.



Los átomos o iones que presentan electrones desapareados son especies paramagnéticas que crean un campo magnético que hace que sean atraídas por un campo magnético externo. La atracción aumenta con el número de electrones desapareados que presentan.

c) Falso. Según el modelo de Bohr (1913), la energía correspondiente a un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la ecuación:

$$E\ (\text{J}) = -2{,}18\cdot10^{-18}\frac{Z^2}{n^2}$$

donde Z es el número atómico y n el número cuántico principal que indica el nivel cuántico en el que se encuentra el electrón, pero solo es aplicable a átomos hidrogenoides, es decir, que tienen un solo electrón. De acuerdo con su configuración electrónica, el Li tiene tres electrones ($Z = 3$).

d) Falso. Según el modelo de Bohr, la energía correspondiente a un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la ecuación:

$$E\ (\text{J}) = -2{,}18\cdot10^{-18}\frac{Z^2}{n^2}$$

donde Z es el número atómico y n el número cuántico principal que indica el nivel cuántico en el que se encuentra el electrón.

De acuerdo con sus configuraciones electrónicas, H y Li tienen diferente valor de Z, respectivamente, 1 y 3, así que aunque el valor de n sea el mismo (2 por tratarse del orbital 2s), las energías serán diferentes.

e) Falso. La configuración electrónica $1s^2\ 2p^1$ no corresponde al estado fundamental, se trata de un estado excitado del Li ya que, se incumple el principio de mínima energía que dice que:

"los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes".

Además, el orbital $1s$ no se encuentra energéticamente degenerado.

g) **Verdadero**. El litio tiende a ceder un electrón y formar el ion Li^+ con configuración electrónica, muy estable, de gas noble $1s^2$.

La configuración electrónica abreviada del cloro ($Z = 17$) es [Ne] $3s^2\ 3p^5$ y, si capta un electrón y completa el orbital $3p$, se transforma en el ion Cl^- y adquiere configuración electrónica, muy estable, de gas noble, [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

Los iones Li^+ y Cl^- se atraen electrostáticamente y forman un enlace predominantemente iónico.

h) **Verdadero.** Según se ha discutido en el apartado b).

Las respuestas correctas son **g** y **h**.

5.2. Para la especie iónica O^-, ($Z = 8$) se puede afirmar que:
a) Su número atómico es el mismo que el del elemento situado a continuación en el mismo período de la tabla periódica.
b) Su configuración electrónica será igual a la del elemento que le sigue en el mismo período.
c) Tiene dos electrones desapareados.
d) Su número másico es el mismo que el del elemento que le sigue en el mismo período.
e) No tiene propiedades paramagnéticas.
f) Su número atómico es el mismo que el del elemento que le sigue en el mismo período.
g) Su configuración electrónica es igual a la del elemento que le precede en el mismo período.
h) Su configuración electrónica será igual a la del elemento que le sigue en el siguiente período.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Baleares 2002) (O.Q.L. Asturias 2009) (O.Q.L. La Rioja 2010) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. Sevilla 2013) (O.Q.L. Asturias 2014) (O.Q.L. Baleares 2017) (O.Q.L. La Rioja 2019)

La configuración electrónica abreviada del O ($Z = 8$) es [He] $2s^2\ 2p^4$ y, si capta un electrón, se transforma en el ion O^- cuya configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$, con 9 electrones, pero su número atómico, que indica el número de protones, sigue siendo $Z = 8$.

a) Falso. Un elemento se diferencia del inmediato anterior en que su número atómico es una unidad superior y, por tanto, tiene un protón y un electrón más.

b) **Verdadero**. El ion O^- y el elemento que le sigue en el mismo periodo, F ($Z = 9$), tienen la misma configuración electrónica, $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$. Se trata de especies isoelectrónicas.

c-e) Falso. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

al ion O^- le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$:

$2s$	$2p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se observa, tiene un único electrón desapareado.

Las especies químicas con electrones desapareados se denominan paramagnéticas que tienen la propiedad de interaccionar con un campo magnético.

d) Falso. Dos elementos situados en diferentes periodos tienen números atómicos diferentes (tienen diferente número de capas electrónicas). Al crecer el número atómico (protones) también crece el número de neutrones, por lo que ambos elementos deben tener números másicos distintos.

f) Falso. El número atómico Z es característico de cada elemento.

g-h) Falso. El ion O^- y el elemento que le precede en el mismo periodo, N ($Z = 7$), y el que le sigue en el siguiente periodo, Cl ($Z = 17$), tienen diferente configuración electrónica, ya que poseen diferente número de electrones.

La respuesta correcta es la **b**.

5.3. ¿Cuál de los siguientes elementos es diamagnético?
a) H
b) Li
c) Be
d) B
e) C

(O.Q.N. Oviedo 2002)

Una especie química es diamagnética si no presenta electrones desapareados.

a) Falso. La configuración electrónica del H ($Z = 1$) es $1s^1$, como se observa, presenta un electrón desapareado, por lo que no es una especie diamagnética.

b) La configuración electrónica abreviada del Li ($Z = 3$) es [He] $2s^1$ y le corresponde una distribución de los electrones en el orbital $2s$:

2s
↑

Como se observa, presenta un electrón desapareado, por lo que no es una especie diamagnética.

c) **Verdadero**. La configuración electrónica abreviada del Be ($Z = 4$) es [He] $2s^2$ y le corresponde una distribución de los electrones en el orbital $2s$:

$2s$
↑↓

Como se observa, no presenta electrones desapareados, por lo que sí es una especie diamagnética.

d) Falso. La configuración electrónica abreviada del B ($Z = 5$) es [He] $2s^2\ 2p^1$ y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$:

$2s$	$2p$		
↑↓	↑		

Como se observa, sí presenta electrones desapareados, por lo que no es una especie diamagnética.

e) Falso. La configuración electrónica abreviada del C ($Z = 6$) es [He] $2s^2\ 2p^2$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$:

$2s$	$2p$		
↑↓	↑	↑	

Como se observa, sí presenta electrones desapareados, por lo que no es una especie diamagnética.

La respuesta correcta es la **c**.

5.4. Dados los elementos cuyos valores de Z son, 7, 9, 10 y 13, ¿cuál de ellos tendrá más electrones desapareados?
a) $Z = 7$
b) $Z = 9$
c) $Z = 10$
d) $Z = 13$

(O.Q.L. Asturias 1999)

El principio de máxima multiplicidad de Hund (1927) dice:

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

a) **Verdadero**. La configuración electrónica abreviada del elemento ($Z = 7$) es [He] $2s^2\ 2p^3$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$:

$2s$	$2p$		
↑↓	↑	↑	↑

Como se observa, tiene tres electrones desapareados.

b) Falso. La configuración electrónica abreviada del elemento ($Z = 9$) es [He] $2s^2\ 2p^5$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$:

$2s$	$2p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se observa, tiene un electrón desapareado.

c) Falso. La configuración electrónica abreviada del elemento ($Z = 10$) es [He] $2s^2\ 2p^6$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$:

$2s$	$2p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no tiene electrones desapareados.

d) Falso. La configuración electrónica abreviada del elemento ($Z = 13$) es [Ne] $3s^2\ 3p^1$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$:

$3s$	$3p$		
↑↓	↑		

Como se observa, tiene un electrón desapareado.

La respuesta correcta es la **a**.

5.5. ¿Cuántos electrones desapareados hay en el ion Fe^{2+} en estado gaseoso ($Z = 26$) en su estado fundamental?
a) 0
b) 2
c) 4
d) 6
e) 8

(O.Q.N. Oviedo 2002)

La configuración electrónica abreviada del Fe ($Z = 26$) es [Ar] $4s^2\ 3d^6$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital 4s, se transforma en Fe^{2+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^6$.

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
	↑↓	↑	↑	↑	↑

Como se observa, el Fe^{2+} presenta 4 electrones desapareados.

La respuesta correcta es la **c**.

5.6. ¿Cuáles de las siguientes especies se espera que sean diamagnéticas y cuáles paramagnéticas?
Na Mg Cl^- Ag
a) Paramagnética, diamagnética, paramagnética, paramagnética
b) Diamagnética, paramagnética, paramagnética, paramagnética
c) Paramagnética, diamagnética, diamagnética, paramagnética
d) Paramagnética, diamagnética, paramagnética, diamagnética

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

Una especie química que presenta electrones desapareados es paramagnética y, si no los tiene, es diamagnética.

▪ La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$. La distribución de los electrones en el orbital $3s$ es:

$3s$
↑

Presenta un electrón desapareado, por lo que es una especie paramagnética.

▪ La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) es [Ne] $3s^2$. La distribución de los electrones en el orbital $3s$ es:

$3s$
↑↓

No presenta electrones desapareados, por lo que es una especie diamagnética.

▪ La configuración electrónica abreviada del Cl ($Z = 17$) es [Ne] $3s^2\ 3p^5$ y, si capta un electrón y completa el orbital $3p$, se transforma en el ion Cl^- cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$. La distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$ es:

$3s$	$3p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

No presenta electrones desapareados, por lo que es una especie diamagnética.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ag ($Z = 47$) debería ser [Kr] $5s^2\ 4d^9$, aunque al desaparear el electrón del orbital $5s$ y promocionarlo al orbital $4d$ se incumple el principio de mínima energía, pero consigue una nueva configuración electrónica, más estable, [Kr] $5s^1\ 4d^{10}$. La distribución de los electrones en los orbitales $5s$ y $4d$ es:

$5s$	$4d$				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Presenta un electrón desapareado, por lo que es una especie paramagnética.

La respuesta correcta es la **c**.

5.7. Un átomo tiene de número atómico 23. Sería incorrecto decir que:
a) Su configuración electrónica externa es $4s^2\ 3d^3$.
b) Corresponde a un elemento de transición.
c) Tiene 3 electrones desapareados.
d) Está situado en el grupo 13 (3B) de la tabla periódica.

(O.Q.L. Murcia 2005)

La configuración electrónica abreviada del elemento con número atómico 23 es [Ar] $4s^2\ 3d^3$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑	↑	↑		

a) Verdadero. La configuración electrónica externa es $4s^2\ 3d^3$.

b) Verdadero. Los elementos de transición envían su electrón diferenciador al subnivel d.

c) Verdadero. El átomo en su estado fundamental tiene 3 electrones desapareados.

d) **Falso**. El elemento presenta 5 electrones en los orbitales s y d de su capa más externa, por lo que pertenece al grupo 5 de la tabla periódica (anteriormente llamado 5B).

La respuesta correcta es la **d**.

5.8. Diga si alguno de estos iones, Cu^+ o Cu^{2+} es paramagnético.
a) Ninguno
b) Cu^{2+}
c) Cu^+
d) Los dos iones.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005) (O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

Una especie química es paramagnética si presenta electrones desapareados.

La configuración electrónica abreviada del Cu ($Z = 29$) debería ser [Ar] $4s^2\ 3d^9$, aunque al desaparear el electrón del subnivel $4s$ y promocionarlo al subnivel $3d$ se incumple el principio de mínima energía, se consigue una configuración electrónica [Ar] $4s^1\ 3d^{10}$ con menos energía y, por ello, más estable.

▪ Si pierde el electrón más alejado del núcleo, el que tiene mayor valor de n y que se encuentra en el subnivel $4s$, se transforma en el ion Cu^+ cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^{10}$.

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no presenta ningún electrón desapareado, por lo que no es una especie paramagnética.

▪ Si pierde un electrón más, situado en uno de los orbitales $3d$, se transforma en el ion Cu^{2+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^9$ con una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se observa, presenta un electrón desapareado, por lo que sí es una especie paramagnética.

La respuesta correcta es la **b**.

5.9. Indique la opción en la que los dos electrones están apareados.

	Electrón 1	Electrón 2
a)	$n = 1, l = 0, m_l = 1, m_s = ½$	$n = 1, l = 0, m_l = 1, m_s = ½$
b)	$n = 1, l = 1, m_l = 1, m_s = ½$	$n = 1, l = 1, m_l = 1, m_s = -½$
c)	$n = 1, l = 1, m_l = 1, m_s = ¾$	$n = 1, l = 1, m_l = 1, m_s = -¾$
d)	$n = 3, l = 2, m_l = 0, m_s = ½$	$n = 3, l = 2, m_l = 0, m_s = -½$
e)	$n = 2, l = 2, m_l = 0, m_s = ½$	$n = 2, l = 2, m_l = 1, m_s = -½$

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.L. Cantabria 2018)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $\quad l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $\quad m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $\quad m_s = \pm ½$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $\quad l = 1 \rightarrow$ orbital p $\quad l = 2 \rightarrow$ orbital d $\quad l = 3 \rightarrow$ orbital f

Para que dos electrones estén apareados es necesario que se encuentren en el mismo orbital. Para ello, según el principio de exclusión de Pauli (1925), solo se deben diferenciar en el número cuántico de espín y deben tener idénticos los números cuánticos principal, secundario y magnético.

a) Falso. Los cuatro números cuánticos son idénticos, se trata del mismo electrón.

Electrón	n	l	m_l	m_s
1	1	0	1	½
2	1	0	1	½

b) Falso. Se trata de electrones que se diferencian en el número cuántico de espín, pero los valores de los números cuánticos l y m_l son incorrectos.

Electrón	n	l	m_l	m_s
1	1	1	1	½
2	1	1	1	−½

c) Falso. Se trata de electrones que se diferencian en el número cuántico de espín, pero el valor de este número es incorrecto.

Electrón	n	l	m_l	m_s
1	1	1	1	¾
2	1	0	1	−¾

d) **Verdadero**. Se trata de electrones apareados en un orbital $3d$.

Electrón	n	l	m_l	m_s
1	3	2	0	½
2	3	2	0	−½

e) Falso. Se trata de electrones que se diferencian en los números cuánticos magnético y de espín, pero el valor del número cuántico angular orbital es incorrecto.

Electrón	n	l	m_l	m_s
1	2	2	0	½
2	2	2	1	−½

La respuesta correcta es la **d**.

5.10. La configuración $4s^2\ 3d^9\ 5s^1$:
a) No es posible porque los electrones tienden a ocupar niveles de mínima energía.
b) Corresponde a un estado excitado de metal alcalino.
c) Corresponde a un estado excitado de un elemento de transición.
d) Correspondería a un estado excitado de un átomo paramagnético.
e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

a) Falso. Se trata de un estado excitado de un átomo cuya configuración electrónica externa en el estado fundamental debería ser $4s^2\ 3d^{10}$.

b) Falso. De la configuración electrónica externa del elemento en el estado fundamental se deduce que:

- El valor máximo de $n = 4$ indica que se trata de un elemento del 4º periodo de la tabla periódica.
- Como tiene 12 electrones situados en orbitales s y d externos (s^2d^{10}), que pertenece al grupo 12 (metal de transición) y se trata del zinc.

c) **Verdadero**. Según se ha justificado en el apartado anterior.

d) Falso. La distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$ es:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no presenta electrones desapareados, por lo que el zinc es un átomo diamagnético.

La respuesta correcta es la **c**.

5.11. ¿Cuántos electrones desapareados hay en el ion Ni^{2+} ($Z = 28$)?
a) 2
b) 4
c) 6
d) 8

(O.Q.L. Madrid 2007)

La configuración electrónica abreviada del Ni ($Z = 28$) es [Ar] $4s^2\ 3d^8$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $4s$, se transforma en el ion Ni^{2+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^8$.

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

la distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$ es:

$4s$	$3d$				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

Como se puede observar, el Ni^{2+} presenta 2 electrones desapareados.

La respuesta correcta es la **a**.

5.12. De las especies F^-, Ca^{2+}, Fe^{2+} y S^{2-}, indique cuáles son paramagnéticas:
a) F^-, Ca^{2+}, Fe^{2+}
b) F^-, Ca^{2+}
c) F^-
d) F^-, Ca^{2+}, S^{2-}
e) Fe^{2+}

(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Galicia 2014) (O.Q.L. Extremadura 2015) (O.Q.L. Madrid 2016)

Una especie química es paramagnética si presenta electrones desapareados.

▪ La configuración electrónica abreviada del Fe ($Z = 26$) es [Ar] $4s^2\ 3d^6$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el subnivel $4s$ se transforma en Fe^{2+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^5$.

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

la distribución de los electrones en los orbitales $3d$ es:

$4s$	$3d$				
	↑↓	↑	↑	↑	↑

Como se observa, presenta cuatro electrones desapareados, por lo que sí es una especie paramagnética.

▪ La configuración electrónica abreviada del F ($Z = 9$) es [He] $2s^2\ 2p^5$ y, si capta un electrón en su capa más externa, se transforma en el ion F^- cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$ con una distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$:

$2s$	$2p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no presenta electrones desapareados, por lo que no es una especie paramagnética.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ca ($Z = 20$) es [Ar] $4s^2$ y, si cede los dos electrones de su capa más externa, se transforma en el ion Ca^{2+} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$ con una distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$:

$3s$	$3p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no tiene electrones desapareados, por lo que no es una especie paramagnética.

▪ La configuración electrónica abreviada del S ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$ y, si capta dos electrones para completar el orbital $3p$, se transforma en el ion S^{2-} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$ con una distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$:

$3s$	$3p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no presenta electrones desapareados, por lo que no es una especie paramagnética.

La respuesta correcta es la **e**.

5.13. El número de electrones desapareados del cobalto ($Z = 27$) en el estado fundamental es:
a) Uno
b) Dos
c) Tres
d) Cuatro

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La configuración electrónica abreviada del Co ($Z = 27$) en el estado fundamental es [Ar] $4s^2\ 3d^7$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

la distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$ es:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑

Como se observa, el cobalto presenta tres electrones desapareados.

La respuesta correcta es la **c**.

5.14. El número de electrones desapareados en un ion Cu^+ ($Z = 29$) en su estado fundamental es:
a) 0
b) 1
c) 2
d) 3
e) 5

(O.Q.N. Ávila 2009)

La configuración electrónica abreviada del Cu ($Z = 29$) debería ser [Ar] $4s^2\ 3d^9$, aunque al desaparear el electrón del subnivel $4s$ y promocionarlo al subnivel $3d$ se incumple el principio de mínima energía, se consigue una configuración electrónica [Ar] $4s^1\ 3d^{10}$ con menos energía y, por ello, más estable.

Si pierde el electrón más alejado del núcleo, el que tiene mayor valor de n y que se encuentra en el subnivel $4s$, se transforma en el ion Cu^+ cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^{10}$.

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, el Cu^+ no presenta electrones desapareados.

La respuesta correcta es la **a**.

5.15. ¿Cuál de las siguientes especies químicas es diamagnética?
a) Átomos de Li
b) Iones Cl^-
c) Átomos de F
d) Átomos de S
e) Átomos de O

(O.Q.N. Ávila 2009)

Una especie química es diamagnética si no presenta electrones desapareados.

▪ La configuración electrónica abreviada del Li ($Z = 3$) es [He] $2s^1$ y la distribución de los electrones en el orbital $2s$ es:

$2s$
↑

Como se observa, presenta un electrón desapareado, por lo que no es una especie diamagnética.

▪ La configuración electrónica abreviada del O ($Z = 8$) es [He] $2s^2\ 2p^4$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos"

la distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$ es:

$2s$	$2p$		
↑↓	↑↓	↑	↑

Como se observa, presenta electrones desapareados, por lo que no es una especie diamagnética.

▪ La configuración electrónica abreviada del F ($Z = 9$) es [He] $2s^2\ 2p^5$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$ es:

$2s$	$2p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se observa, presenta electrones desapareados, por lo que no es una especie diamagnética.

▪ La configuración electrónica abreviada del Cl ($Z = 17$) es [Ne] $3s^2\ 3p^5$ y, si capta un electrón en su capa más externa se transforma en el ion Cl^- cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$ es:

$3s$	$3p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no presenta electrones desapareados, por lo que es una especie diamagnética.

▪ La configuración electrónica abreviada del S ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$ es:

$3s$	$3p$		
↑↓	↑↓	↑	↑

Como se observa, presenta electrones desapareados, por lo que no es una especie diamagnética.

La respuesta correcta es la **b**.

5.16. Tras analizar la configuración electrónica más estable del ion $_{26}Fe^{3+}$ se puede concluir que el número de electrones desapareados debe ser igual a:
a) 1
b) 2
c) 5
d) 3
e) 0

(O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. Cantabria 2017) (O.Q.L. Jaén 2017)

La configuración electrónica abreviada del Fe ($Z = 26$) es [Ar] $4s^2\ 3d^6$ y, si cede los tres electrones más alejados del núcleo, que se encuentran, dos en el orbital $4s$ y otro en uno de los orbitales $3d$, se transforma en el ion Fe^{3+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^5$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $3d$ que presenta 5 electrones desapareados.

$4s$	$3d$				
	↑	↑	↑	↑	↑

La respuesta correcta es la **c**.

5.17. En base a la configuración electrónica, analice si las afirmaciones dadas a continuación son falsas (F) o verdaderas (V).
I. El elemento $Z = 30$ tiene llenos sus orbitales $3d$.
II. El elemento ubicado en el grupo 14, tercer periodo, es diamagnético.
III. Si los números cuánticos del electrón diferenciador del catión M^{2+} son: $n = 3$, $l = 2$, $m_l = -2$, $m_s = -½$; se puede asegurar que el número atómico del elemento es 25.
La opción correcta es:
a) VFF b) FVF c) VVF d) FFV e) VVV

(O.Q.L. Cantabria 2011)

I. Verdadero. La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 30$ es [Ar] $4s^2\ 3d^{10}$ y tiene una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$					
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	

Como se observa, tiene los cinco orbitales $3d$ del subnivel llenos.

II. Falso. Los elementos del grupo 14 de la tabla periódica tienen la siguiente configuración electrónica externa $ns^2\ (n-1)d^{10}\ np^2$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

les corresponde una distribución de los electrones en los orbitales ns y np:

ns	np		
↑↓	↑	↑	

Como se observa, sí presentan electrones desapareados, por lo que no son especies diamagnéticas.

III. Falso. Si el electrón diferenciador del catión M^{2+} tiene la siguiente combinación de números cuánticos:

- $n = 3 \rightarrow$ tercer nivel de energía o periodo
- $l = 2 \rightarrow$ subnivel de energía d
- $m_l = -2 \rightarrow$ se han ocupado todos los orbitales $3d$ con valores 2, 1, 0, –1, –2
- $m_s = -½ \rightarrow$ de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli todos los electrones de los orbitales $3d$ tienen espines opuestos

Por tanto, el catión M^{2+} debe tener la siguiente configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}$. Esto quiere decir que ha perdido los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran en el orbital $4s$ y sumando los superíndices se obtiene que su número atómico es, $Z = 30$.

La respuesta correcta es la **a**.

5.18. ¿Cuántos electrones desapareados tiene el átomo de S ($Z = 16$) en su estado fundamental?
a) 0
b) 4
c) 2
d) 6
e) 1
f) 3

(O.Q.L. Castilla y León 2011) (O.Q.L. Valencia 2015) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

La configuración electrónica abreviada del S ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$ que presenta 2 electrones desapareados.

$3s$	$3p$		
↑↓	↑↓	↑	↑

La respuesta correcta es la **c**.

5.19. De los siguientes cationes, el que presenta mayor valor de su momento magnético (paramagnetismo) es:
a) Ca^{2+}
b) Sc^{3+}
c) Mn^{3+}
d) Fe^{3+}
e) Cu^{2+}

(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.L. Jaén 2016) (O.Q.L. Galicia 2017)

Una especie química es paramagnética si presenta electrones desapareados y, su momento magnético tendrá mayor valor cuantos más electrones desapareados presente.

a) Falso. La configuración electrónica abreviada del Ca ($Z = 20$) es [Ar] $4s^2$ y, si cede los dos electrones de su capa más externa, se transforma en el ion Ca^{2+} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$ con una distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$:

$3s$	$3p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no tiene electrones desapareados, por lo que no es una especie paramagnética.

b) Falso. La configuración electrónica abreviada del Sc ($Z = 21$) es [Ar] $4s^2\ 3d^1$ y, si cede tres electrones, los dos del orbital $4s$ y el situado en el orbital $3d$, se transforma en Sc^{3+} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$ con una distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$:

$3s$	$3p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no tiene electrones desapareados, por lo que no es una especie paramagnética.

c) Falso. La configuración electrónica abreviada del Mn ($Z = 25$) es [Ar] $4s^2\ 3d^5$ y, si cede tres electrones, los dos del orbital $4s$ y otro situado en uno de los orbitales $3d$, se transforma en Mn^{3+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^4$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $3d$:

$4s$	$3d$				
	↑	↑	↑	↑	

Como se observa, presenta cuatro electrones desapareados, por lo que sí es una especie paramagnética.

d) **Verdadero**. La configuración electrónica abreviada del Fe ($Z = 26$) es [Ar] $4s^2\ 3d^6$ y, si cede tres electrones, los dos del orbital $4s$ y otro situado en uno de los orbitales $3d$, se transforma en el ion Fe^{3+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^5$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $3d$:

$4s$	$3d$				
	↑	↑	↑	↑	↑

Como se observa, presenta cinco electrones desapareados, por lo que sí es una especie paramagnética.

e) Falso. La configuración electrónica abreviada del Cu ($Z = 29$) debería ser [Ar] $4s^2\ 3d^9$, aunque al desaparear el electrón del subnivel $4s$ y promocionarlo al subnivel $3d$ se incumple el principio de mínima energía, se consigue una configuración electrónica [Ar] $4s^1\ 3d^{10}$ con menos energía y, por ello, más estable.

Si cede dos electrones, uno del orbital $4s$ y otro situado en uno de los orbitales $3d$, se transforma en el ion Cu^{2+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^9$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $3d$:

$4s$	$3d$				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se observa, presenta un electrón desapareado, por lo que sí es una especie paramagnética.

El momento magnético de mayor valor le corresponde al ion Fe^{3+}, ya que, es la especie presenta más electrones desapareados.

La respuesta correcta es la **d**.

5.20. El número de electrones desapareados de un átomo de cromo en su estado fundamental es:
a) 0
b) 1
c) 2
d) 3
e) 4
f) 5
g) 6

(O.Q.L. Madrid 2012) (O.Q.N. Madrid 2015)

La configuración electrónica abreviada del Cr ($Z = 24$) es [Ar] $4s^2\ 3d^4$, aunque al desaparear el electrón del orbital $4s$ y promocionarlo al orbital $3d$ se incumple el principio de mínima energía que dice:

"los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes",

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

"en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

se consigue una nueva configuración electrónica [Ar] $4s^1\ 3d^5$ con una disposición de los electrones en los orbitales $3s$ y $4d$:

$4s$	$3d$				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

que presenta mayor multiplicidad y, por ello, es más estable, y que tiene 6 electrones desapareados.

La respuesta correcta es la **g**.

(En la cuestión propuesta en Madrid 2015 no había ninguna respuesta correcta).

5.21. ¿Cuántos electrones desapareados tiene el hierro (Z= 26) en su estado fundamental?
a) 6
b) 4
c) 2
d) 0
e) 3

(O.Q.L. País Vasco 2013) (O.Q.L. País Vasco 2015) (O.Q.L. País Vasco 2016)

La configuración electrónica abreviada del Fe ($Z = 26$) es [Ar] $4s^2\ 3d^6$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

"en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$ que presenta 4 electrones desapareados.

$4s$	$3d$				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

La respuesta correcta es la **b**.

5.22. El número de electrones desapareados en iones Co^{2+}, en fase gas y en el estado fundamental, es:
a) 0
b) 3
c) 5
d) 7
e) 9
f) 2
g) 4

(O.Q.L. Cantabria 2013) (O.Q.L. Asturias 2020)

La configuración electrónica abreviada del Co ($Z = 27$) es [Ar] $4s^2\ 3d^7$ y, si pierde los dos electrones del orbital $4s$, se transforma en el ion Co^{2+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^7$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

"en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$ que presenta 3 electrones desapareados:

$4s$	$3d$				
	↑↓	↑↓	↑	↑	↑

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ávila 2009).

5.23. ¿Cuál de las siguientes especies químicas no es paramagnética?
a) Átomos de Na
b) Iones Br^-
c) Átomos de Cl
d) Átomos de N
e) Átomos de O

(O.Q.L. Cantabria 2013)

Una especie química que presenta electrones desapareados es paramagnética y si no los tiene es diamagnética.

▪ La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$ y la distribución de los electrones en el orbital $3s$ es:

$3s$
↑

Presenta un electrón desapareado, por lo que es una especie paramagnética.

▪ La configuración electrónica abreviada del Br ($Z = 35$) es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$ y, si capta un electrón en su capa más externa, se transforma en el ion Br^- cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$, y de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $4p$:

$4s$	$4p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

No presenta electrones desapareados, por lo que no es una especie paramagnética.

▪ La configuración electrónica abreviada del Cl ($Z = 17$) es [Ne] $3s^2\ 3p^5$ con una distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$:

$3s$	$3p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑

Presenta un electrón desapareado, por lo que es una especie paramagnética.

▪ La configuración electrónica abreviada del N ($Z = 7$) es [He] $2s^2\ 2p^3$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$:

$2s$	$2p$		
↑↓	↑	↑	↑

Presenta tres electrones desapareados, por lo que es una especie paramagnética.

▪ La configuración electrónica abreviada del O ($Z = 8$) es [He] $2s^2\ 2p^4$, y de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$:

$2s$	$2p$		
↑↓	↑↓	↑	↑

Presenta dos electrones desapareados, por lo que es una especie paramagnética.

La respuesta correcta es la **b**.

5.24. De los siguientes átomos:
Fe: [Ar] $3d^6\ 4s^2$ Ca: [Ar] $4s^2$ Cu: [Ar] $3d^{10}\ 4s^1$ Zn: [Ar] $3d^{10}\ 4s^2$ Pd: [Ar] $4d^{10}$
los que presentan comportamiento paramagnético son:
a) Ca y Zn
b) Cu y Pd
c) Fe y Cu
d) Fe y Zn
e) Zn y Pd

(O.Q.N. Oviedo 2014)

Una especie química es paramagnética si presenta electrones desapareados.

El principio de máxima multiplicidad de Hund (1927) dice:

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos"

▪ De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones del Fe en los orbitales $4s$ y $3d$ es:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

Como se observa, presenta cuatro electrones desapareados, por lo que sí es un átomo paramagnético.

▪ La distribución de los electrones del Ca en el orbital $4s$ es:

$4s$
↑↓

Como se observa, no tiene electrones desapareados, lo que no es un átomo paramagnético.

▪ De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones del Cu en los orbitales $4s$ y $3d$ es:

$4s$	$3d$				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, presenta un electrón desapareado, por lo que sí es un átomo paramagnético.

▪ De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones del Zn en los orbitales $4s$ y $3d$ es:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no tiene electrones desapareados, por lo que no es un átomo paramagnético.

▪ De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones del Pd en el orbital $4d$ es:

$4d$				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no tiene electrones desapareados, por lo que no es un átomo paramagnético.

La respuesta correcta es la **c**.

5.25. ¿Cuál de las siguientes secuencias que indican el número de electrones desapareados en el estado fundamental de Be, Cr, N, Ar es correcta?
a) (0, 5, 3 0)
b) (0, 4, 3, 0)
c) (0, 5, 2, 0)
d) (0, 6, 3, 0)

(O.Q.L. Baleares 2014)

▪ La configuración electrónica abreviada del Be ($Z = 4$) es [He] $2s^2$ y tiene una distribución de los electrones en el orbital $2s$ que no presenta electrones desapareados.

$2s$
↑↓

▪ La configuración electrónica abreviada del Cr ($Z = 24$) debería ser [Ar] $4s^2\ 3d^4$, aunque al desaparear el electrón del orbital $4s$ y promocionarlo al orbital $3d$ se incumple el principio de mínima energía que dice que:

> "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes",

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

se consigue una nueva configuración electrónica abreviada, que presenta mayor multiplicidad y, por ello, es más estable, [Ar] $4s^1\ 3d^5$, con una distribución electrónica en los orbitales $4s$ y $3d$ que presenta 6 electrones desapareados.

$4s$	$3d$				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

▪ La configuración electrónica abreviada del N ($Z = 7$) es [He] $2s^2\ 2p^3$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, tiene una distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$ que presenta 3 electrones desapareados.

$2s$	$2p$		
↑↓	↑	↑	↑

▪ La configuración electrónica abreviada del Ar ($Z = 18$) es [Ne] $3s^2\ 3p^6$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, tiene una distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$ que no presenta electrones desapareados.

$3s$	$3p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

La respuesta correcta es la **d**.

5.26. De los siguientes átomos neutros y en estado fundamental, señale el que tenga más electrones desapareados:
a) X (Z= 5)
b) R (Z= 16)
c) X (Z= 20)
d) T (Z= 35)

(O.Q.L. Asturias 2014)

El principio de máxima multiplicidad de Hund (1927) dice:

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento X ($Z = 5$) es [He] $2s^2\ 2p^1$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, tiene una distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$ que presenta un electrón desapareado:

$2s$	$2p$		
↑↓	↑		

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento R ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, tiene una distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$ que presenta dos electrones desapareados:

$3s$	$3p$		
↑↓	↑↓	↑	↑

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento X ($Z = 20$) es [Ar] $4s^2$ y, tiene una distribución de los electrones en el orbital $4s$ que no presenta electrones desapareados:

$4s$
↑↓

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento T ($Z = 35$) es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, tiene una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $4p$ que presenta un electrón desapareado:

$4s$	$4p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se observa, presenta un electrón desapareado.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 1999).

5.27. ¿Cuántos electrones desapareados tiene un átomo de P en su estado fundamental?
a) 1
b) 3
c) 5
d) 7

(O.Q.L. Castilla y León 2015) (O.Q.L. Valencia 2020)

La configuración electrónica abreviada del P ($Z = 15$) es [Ne] $3s^2\ 3p^3$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$ que presenta 3 electrones desapareados:

$3s$	$3p$		
↑↓	↑	↑	↑

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2011).

5.28. El átomo de cobre ($Z = 29$), se puede presentar en dos formas catiónicas diferentes con distinto estado de oxidación cada una. Diga si alguno de estos dos iones es paramagnético.
a) Los dos iones son paramagnéticos.
b) Solo el catión de mayor estado de oxidación es paramagnético.
c) Solo el catión de menor estado de oxidación es paramagnético.
d) Ninguno de los dos cationes es paramagnético.

(O.Q.N. Alcalá 2016)

El cobre ($Z = 29$) tiene la configuración electrónica abreviada [Ar] $4s^2\ 3d^9$. Aunque al desaparear el electrón del orbital $4s$ y promocionarlo al orbital $3d$ se incumple el principio de mínima energía que dice:

"los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes",

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

"en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

se consigue una nueva configuración electrónica, más estable, [Ar] $4s^1\ 3d^{10}$:

$4s$	$3d$				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

El cobre presenta dos cationes con estados de oxidación +1 y +2.

▪ Para formar el ion Cu^+, el cobre cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $4s$. Consigue una configuración electrónica [Ar] $3d^{10}$ y una distribución de los electrones en los orbitales $3d$ que no presenta ningún electrón desapareado, por lo que no es una especie paramagnética:

$4s$	$3d$				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

▪ Para formar el ion Cu^{2+} el cobre cede los dos electrones más alejados del núcleo, el que se encuentra situado en el orbital $4s$ y otro de uno de los orbitales $3d$. Consigue una configuración electrónica [Ar] $3d^9$ y una distribución de los electrones en estos orbitales que presenta un electrón desapareado, por lo que sí es una especie paramagnética:

$4s$	$3d$				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla-La Mancha 2005).

5.29. El Cu y el Zn^+:
a) Tienen el mismo número de protones.
b) Tienen la misma configuración electrónica.
c) Son especies diamagnéticas.
d) Tienen distinto número de electrones.

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

▪ La configuración electrónica abreviada del Cu ($Z = 29$) debería ser [Ar] $3d^9\ 4s^2$, aunque al desaparear el electrón del orbital $4s$ y promocionarlo al orbital $3d$ se incumple el principio de mínima energía, pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

"en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

se consigue una nueva configuración electrónica abreviada [Ar] $4s^1\ 3d^{10}$, que es más estable y, a la que corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$ que presenta un electrón desapareado, por lo que se trata de una especie paramagnética:

$4s$	$3d$				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

▪ La configuración electrónica abreviada del Zn ($Z = 30$) es [Ar] $4s^2\ 3d^{10}$ y, si cede uno de los electrones situados en el orbital $4s$, se transforma en el ion Zn^+ cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^{10}$ a la que le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$ que presenta un electrón desapareado, por lo que se trata de una especie paramagnética:

$4s$	$3d$				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

a) Falso. Los elementos se ordenan en la tabla periódica por su número atómico (número de protones), por lo que es imposible que dos elementos distintos tengan el mismo número atómico.

b) **Verdadero**. Ambas especies son isoelectrónicas ya que tienen la misma configuración electrónica, [Ar] $3d^{10}\ 4s^1$.

c) Falso. Tienen electrones desapareados, por lo que son especies paramagnéticas.

d) Falso. Según se ha justificado en el apartado b).

La respuesta correcta es la **b**.

5.30. El elemento del cuarto periodo de la tabla periódica cuya configuración electrónica en el estado fundamental presenta un mayor número de electrones desapareados es:
a) Cromo
b) Manganeso
c) Hierro
d) Cobalto
e) Cobre
f) Arsénico

(O.Q.L. Castilla y León 2016) (O.Q.L. Castilla y León 2018)

El principio de máxima multiplicidad de Hund (1927) dice que:

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

▪ La configuración electrónica abreviada del cromo, Cr, ($Z = 24$) debería ser [Ar] $4s^2\ 3d^4$, aunque al desaparear el electrón del orbital $4s$ y promocionarlo al orbital $3d$ se incumple el principio de mínima energía, pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund se consigue una nueva configuración electrónica [Ar] $4s^1\ 3d^5$, que tiene mayor multiplicidad y, por ello, es más estable, con una distribución de electrones en los orbitales $4s$ y $3d$ que presenta 6 electrones desapareados:

$4s$	$3d$				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

▪ La configuración electrónica abreviada del manganeso, Mn, ($Z = 25$) es [Ar] $4s^2\ 3d^5$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$ que presenta 5 electrones desapareados:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑	↑	↑	↑	↑

Como se observa, presenta 5 electrones desapareados.

▪ La configuración electrónica abreviada del hierro, Fe, ($Z = 26$) es [Ar] $4s^2\ 3d^6$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$ que presenta 4 electrones desapareados:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

▪ La configuración electrónica abreviada del cobalto, Mn, ($Z = 27$) es [Ar] $4s^2\ 3d^7$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$ que presenta 3 electrones desapareados:

$4s$	$3d$

↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑

▪ La configuración electrónica abreviada del Cu ($Z = 29$) debería ser [Ar] $4s^2\ 3d^9$, aunque al desaparear el electrón del subnivel $4s$ y promocionarlo al subnivel $3d$ se incumple el principio de mínima energía, pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund se consigue una configuración electrónica [Ar] $4s^1\ 3d^{10}$ que presenta 1 electrón desapareado:

$4s$	$3d$				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

▪ La configuración electrónica abreviada del As ($Z = 33$) es [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^3$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $4p$ que presenta 3 electrones desapareados:

$4s$	$4p$		
↑↓	↑	↑	↑

La respuesta correcta es la **a**.

5.31. ¿Qué dos elementos poseen 2 electrones desapareados en su capa de valencia?
a) Se y Sn
b) Sb y Te
c) Se y Al
d) Ga y As

(O.Q.L. La Rioja 2017) (O.Q.L. La Rioja 2020)

El principio de máxima multiplicidad de Hund (1927) dice que:

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos".

▪ La configuración electrónica abreviada del Se ($Z = 34$) es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^4$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $4p$ que presenta 2 electrones desapareados:

4s	$4p$		
↑↓	↑↓	↑	↑

▪ La configuración electrónica abreviada del Sn ($Z = 50$) es [Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^2$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $5s$ y $5p$ que presenta 2 electrones desapareados:

$5s$	$5p$		
↑↓	↑	↑	

▪ La configuración electrónica abreviada del Sb ($Z = 51$) es [Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^3$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $5s$ y $5p$ que presenta 3 electrones desapareados:

$5s$	$5p$		
↑↓	↑	↑	↑

Como se observa, presenta 3 electrones desapareados.

▪ La configuración electrónica abreviada del Te ($Z = 52$) es [Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^4$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $5s$ y $5p$ que presenta 2 electrones desapareados:

$5s$	$5p$		
↑↓	↑↓	↑	↑

▪ La configuración electrónica abreviada del Al ($Z = 13$) es [Ne] $3s^2\ 3p^1$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$ que presenta 1 electrón desapareado:

$3s$	$3p$		
↑↓	↑		

▪ La configuración electrónica abreviada del Ga ($Z = 31$) es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^1$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $4p$ que presenta 1 electrón desapareado:

$4s$	$4p$		
↑↓	↑		

▪ La configuración electrónica abreviada del As ($Z = 33$) es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^3$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $4p$ que presenta 3 electrones desapareados:

$4s$	$4p$		
↑↓	↑	↑	↑

La pareja de elementos propuestos que poseen 2 electrones desapareados es la formada por Se y Sn.

La respuesta correcta es la **a**.

5.32. Los iones Zn^+ y el Ga^{2+}:
a) Tienen el mismo valor de *Z*.
b) Tienen la misma configuración electrónica.
c) Son diamagnéticos.
d) Son isoelectrónicos con el Ca.

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

▪ La configuración electrónica abreviada del Zn ($Z = 30$) es [Ar] $4s^2\ 3d^{10}$ y, si cede uno de los electrones situados en el orbital $4s$, se transforma en el ion Zn^+ cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^{10}$ a la que le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$ que presenta un electrón desapareado, por lo que se trata de una especie paramagnética:

$4s$	$3d$				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

▪ La configuración electrónica abreviada del Ga ($Z = 31$) [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^1$ y, si cede dos electrones, los de mayor de n que están situados en los orbitales $4s$ y $4p$ se transforma en el ion Ga^{2+}, cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^{10}\ 4s^1$ a la que le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$ que presenta un electrón desapareado, por lo que se trata de una especie paramagnética:

$4s$	$3d$				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

a) Falso. Los elementos se ordenan en la tabla periódica por su número atómico (número de protones), por lo que es imposible que dos elementos distintos tengan el mismo número atómico.

b) **Verdadero**. Ambas especies son isoelectrónicas ya que tienen la misma configuración electrónica, [Ar] $3d^{10}\ 4s^1$.

c) Falso. Ambas especies tienen electrones desapareados, por lo que son paramagnéticas.

d) Falso. La configuración electrónica abreviada del Ca (Z = 20) es [Ar] $4s^2$, que es diferente a las de las especies propuestas.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2016).

5.33. De los siguientes átomos en su estado fundamental, ¿cuál tiene más electrones desapareados?
a) Br
b) Sb
c) Zn
d) Cr

(O.Q.N. Santander 2019)

El principio de máxima multiplicidad de Hund (1927) dice que:

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos".

▪ La configuración electrónica abreviada del Br ($Z = 35$) es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $4p$ que presenta 1 electrón desapareado:

$4s$	$4p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑

▪ La configuración electrónica abreviada del Sb ($Z = 51$) es [Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^3$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $5s$ y $5p$ que presenta 3 electrones desapareados:

$5s$	$5p$		
↑↓	↑	↑	↑

▪ La configuración electrónica abreviada del Zn ($Z = 30$) es [Ar] $4s^2\ 3d^{10}$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$ que no presenta electrones desapareados:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

▪ La configuración electrónica abreviada del Cr ($Z = 24$) en su estado fundamental debería ser [Ar] $4s^2\ 3d^4$, aunque al desaparear el electrón del orbital $4s$ y promocionarlo al orbital $3d$ se incumple el principio de mínima energía, pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, se consigue una nueva configuración electrónica, más estable, [Ar] $4s^1\ 3d^5$ a la que corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$ que presenta 6 electrones desapareados:

$4s$	$3d$				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

La respuesta correcta es la **d**.

5.34. ¿Cuántos electrones desapareados hay en un átomo de oxígeno en su estado fundamental?
a) 0
b) 1
c) 2
d) 3

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

La configuración electrónica abreviada del O ($Z = 8$) en su estado fundamental es [He] $2s^2\ 2p^4$, y de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$ con 2 electrones desapareados.

$2s$	$2p$		
↑↓	↑↓	↑	↑

La respuesta correcta es la **c**.

5.35. ¿Cuál de los siguientes átomos e iones en su estado fundamental tiene tres electrones desapareados?
a) N
b) Al
c) Sn^{2-}
d) Zn^{2+}

(O.Q.L. Valencia 2019)

El principio de máxima multiplicidad de Hund (1927) dice que:

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos".

▪ La configuración electrónica abreviada del N ($Z = 7$) es [He] $2s^2\ 2p^3$, y de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$ que presenta 3 electrones desapareados:

$2s$	$2p$		
↑↓	↑	↑	↑

▪ La configuración electrónica abreviada del Al ($Z = 13$) es [Ne] $3s^2\ 3p^1$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$ que presenta 1 electrón desapareado:

$3s$	$3p$		
↑↓	↑		

▪ La configuración electrónica abreviada del Sn ($Z = 50$) es [Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^2$ y, si capta dos electrones se transforma en el ion Sn^{2-} cuya configuración electrónica es [Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^4$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $5s$ y $5p$ que presenta 2 electrones desapareados.

$5s$	$5p$		
↑↓	↑↓	↑	↑

▪ La configuración electrónica abreviada del Zn ($Z = 30$) es [Ar] $4s^2\ 3d^{10}$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo, que son los están situados en el orbital $4s$, se transforma en el ion Zn^{2+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^{10}$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $3d$ que no presenta electrones desapareados.

$4s$	$3d$				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

La respuesta correcta es la **a**.

5.36. ¿Cuántos electrones desapareados hay en un átomo de silicio en su estado fundamental?
a) 4
b) 0
c) 3
d) 2

(O.Q.L. Preselección Valencia 2020)

La configuración electrónica abreviada del Si ($Z = 14$) es [Ne] $3s^2\ 3p^2$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$ con 2 electrones desapareados.

$3s$	$3p$		
↑↓	↑	↑	

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2011 y otras).

5.37. De las siguientes especies químicas, indique la que presenta el mayor número de electrones desapareados en su estado fundamental:
a) Fe^{3+}
b) Ne
c) B
d) Ba^{2+}

(O.Q.L. Murcia 2020)

▪ La configuración electrónica abreviada del Fe ($Z = 26$) es [Ar] $4s^2\ 3d^6$ y, si cede tres electrones, los dos del orbital $4s$ y otro situado en uno de los orbitales $3d$, se transforma en Fe^{3+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^5$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $3d$ que presenta 5 electrones desapareados:

$4s$	$3d$				
	↑	↑	↑	↑	↑

▪ La configuración electrónica abreviada del Ne ($Z = 10$) es [He] $2s^2\ 2p^6$ con una distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$ que no presenta electrones desapareados:

$2s$	$2p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

▪ La configuración electrónica abreviada del B ($Z = 5$) es [He] $2s^2\ 2p^1$y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$ que presenta 1 electrón desapareado:

$2s$	$2p$		
↑↓	↑		

▪ La configuración electrónica abreviada del Ca ($Z = 20$) es [Ar] $4s^2$ y, si cede los dos electrones del orbital $4s$, se transforma en Ca^{2+} cuya su configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$ con una distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$ que no presenta electrones desapareados:

$3s$	$3p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

La respuesta correcta es la **a**.

5.38. ¿Cuál de los siguientes iones metálicos es más paramagnético?
a) V^{3+}
b) Cr^{3+}
c) Fe^{3+}
d) Co^{3+}

(O.Q.N. Valencia 2020)

Una especie química es más paramagnética cuantos más electrones desapareados presente.

El principio de máxima multiplicidad de Hund (1927) dice que:

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos".

▪ La configuración electrónica abreviada del V ($Z = 23$) es [Ar] $4s^2\ 3d^3$ y, si cede tres electrones, dos del orbital $4s$ y uno de los situados en uno de los orbitales $3d$, se transforma en V^{3+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^2$, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $3d$ que presenta 2 electrones desapareados:

$4s$	$3d$				
	↑	↑			

▪ La configuración electrónica abreviada del Cr ($Z = 24$) en su estado fundamental debería ser [Ar] $4s^2\ 3d^4$, aunque al desaparear el electrón del orbital $4s$ y promocionarlo al orbital $3d$ se incumple el principio de mínima energía, pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, se consigue una nueva configuración electrónica, más estable, [Ar] $4s^1\ 3d^5$.

Si cede tres electrones, el del orbital $4s$ y dos de los situados en los orbitales $3d$, se transforma en Cr^{3+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^3$ con una distribución de los electrones en los orbitales $3d$ que presenta 6 electrones desapareados:

$4s$	$3d$				
	↑	↑	↑		

▪ La configuración electrónica abreviada del Fe ($Z = 26$) es [Ar] $4s^2\ 3d^6$ y, si cede tres electrones, los dos del orbital $4s$ y otro situado en uno de los orbitales $3d$, se transforma en Fe^{3+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^5$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $3d$ que presenta 5 electrones desapareados:

$4s$	$3d$				
	↑	↑	↑	↑	↑

▪ La configuración electrónica abreviada del Co ($Z = 27$) es [Ar] $4s^2\ 3d^7$ y, si cede tres electrones, los dos del orbital $4s$ y otro situado en uno de los orbitales $3d$, se transforma en el ion Co^{3+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^6$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $3d$ que presenta 4 electrones desapareados:

$4s$	$3d$				
	↑↓	↑	↑	↑	↑

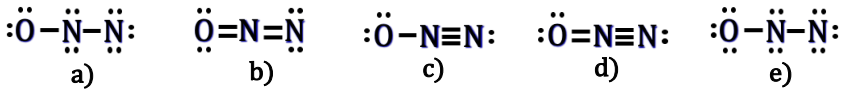
El más paramagnético es el ion Cr^{3+} ya que, es la especie presenta más electrones desapareados.

La respuesta correcta es la **c**.

III. ENLACE QUÍMICO

1. ESTRUCTURAS DE LEWIS

1.1. Una posible representación de la molécula de N_2O es:



(O.Q.L. Asturias 1987) (O.Q.L. Asturias 1988)

Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie N_2O y el número total de electrones de valencia son:

$$\left.\begin{array}{l}\text{N: [He] } 2s^2\ 2p^3 \rightarrow 5\ e^-\\ \text{O: [He] } 2s^2\ 2p^4 \rightarrow 6\ e^-\end{array}\right\} \rightarrow \text{\# total } e^- = 6 + (2\cdot 5) = 16$$

Solo es válida la estructura b) ya que, en el resto de estructuras propuestas:

a-e) Tienen demasiados electrones, 18 y 20, respectivamente.

c) Faltan 2 electrones.

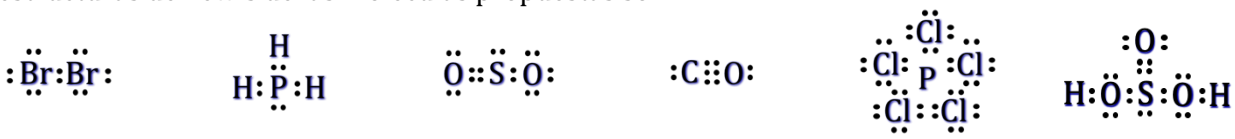
d) No se cumple la regla del octeto.

La respuesta correcta es la **b**.

1.2. ¿Cuál de las siguientes especies no cumple la regla del octeto?
a) Br_2
b) PH_3
c) SO_2
d) CO
e) PCl_5
f) H_2SO_3

(O.Q.L. Asturias 1987) (O.Q.L. Asturias 1988) (O.Q.L. Castilla y León 1998)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



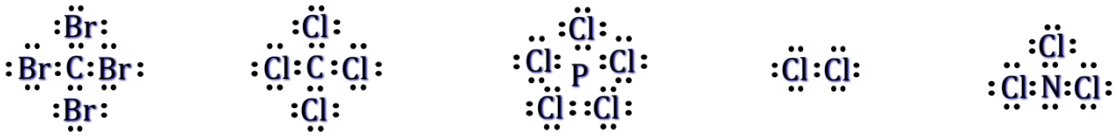
Las moléculas que no cumplen la regla del octeto son, PCl_5 y H_2SO_3.

Las respuestas correctas son **e** y **f**.

1.3. Una de las siguientes especies no cumple la regla del octeto:
a) CBr_4
b) CCl_4
c) PCl_5
d) Cl_2
e) NCl_3

(O.Q.L. Asturias 1989) (O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Extremadura 2003) (O.Q.L. Extremadura 2013) (O.Q.L. Sevilla 2013)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



La única molécula que no cumple la regla del octeto es PCl_5.

La respuesta correcta es la **c**.

1.4. ¿Cuál de las siguientes moléculas no es excepción a la regla del octeto según la notación de Lewis?
a) SiO_2
b) $BeCl_2$
c) BCl_3
d) PF_5

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Málaga 2019)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



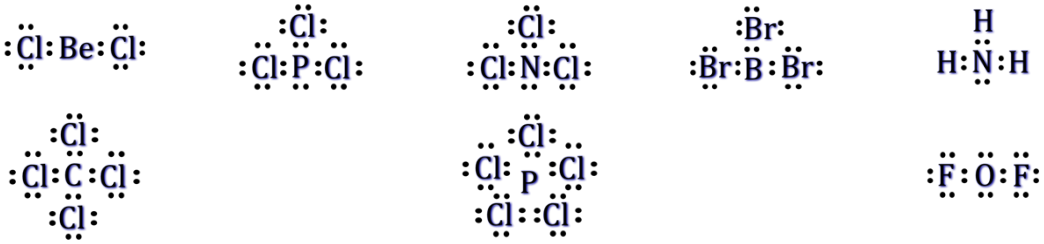
La única sustancia que cumple la regla del octeto es SiO_2, aunque no se trata de una molécula, es una sustancia que forma una red covalente.

La respuesta correcta es la **a**.

1.5. De las siguientes especies químicas hay una que no es posible:
a) Dicloruro de berilio
b) Tricloruro de fósforo
c) Tetracloruro de carbono
d) Pentacloruro de nitrógeno
e) BBr_3
f) PCl_5
g) NH_3
h) NCl_3
i) OF_2

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Valencia 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Canarias 2009) (O.Q.L. Castilla y León 2010) (O.Q.L. Preselección Valencia 2020)

Las estructuras de Lewis de todas moléculas, excepto el NCl_5, son:



La molécula de NCl_5 no puede existir ya que, el nitrógeno, un elemento del segundo periodo y del grupo 15 de la tabla periódica, presenta una configuración electrónica externa $2s^2\ 2p^3$, pero no se puede hibridar o, en otras palabras, "expandir" su capa de valencia y ampliar su octeto, alojando más de ocho electrones en la misma ya que no tiene orbitales d disponibles en su capa de valencia.

La respuesta correcta es la **d**.

1.6. Indique en cuál de las siguientes moléculas existe un número impar de electrones:
a) NO
b) C_2H_4
c) CO_2
d) N_2
e) SO_2

(O.Q.N. Murcia 2000)

a) Las configuraciones electrónicas de los elementos que forman el NO y el número total de electrones de valencia son:

$$\left.\begin{array}{l}\text{N} \rightarrow \text{[He]}\ 2s^2\ 2p^3 \rightarrow 5\ \text{e}^-\ \text{de valencia} \\ \text{O} \rightarrow \text{[He]}\ 2s^2\ 2p^4 \rightarrow 6\ \text{e}^-\ \text{de valencia}\end{array}\right\} \rightarrow 5 + 6 = 11\ \text{e}^-\ \text{de valencia}$$

b) Las configuraciones electrónicas de los elementos que forman el C_2H_4 y el número total de electrones de valencia son:

$$\left.\begin{array}{l}\text{C} \rightarrow \text{[He]}\ 2s^2\ 2p^2 \rightarrow 4\ \text{e}^-\ \text{de valencia} \\ \text{H} \rightarrow 1s^1 \rightarrow 1\ \text{e}^-\ \text{de valencia}\end{array}\right\} \rightarrow (2 \cdot 2) + (4 \cdot 1) = 12\ \text{e}^-\ \text{de valencia}$$

c) Las configuraciones electrónicas de los elementos que forman el CO_2 y el número total de electrones de valencia son:

$$\left.\begin{array}{l}\text{C} \rightarrow \text{[He]}\ 2s^2\ 2p^2 \rightarrow 4\ \text{e}^-\ \text{de valencia} \\ \text{O} \rightarrow \text{[He]}\ 2s^2\ 2p^4 \rightarrow 6\ \text{e}^-\ \text{de valencia}\end{array}\right\} \rightarrow (4) + (2 \cdot 6) = 16\ \text{e}^-\ \text{de valencia}$$

d) La configuración electrónica del elemento que forma el N_2 y el número total de electrones de valencia son:

$$\text{N} \rightarrow \text{[He]}\ 2s^2\ 2p^3 \rightarrow 5\ \text{e}^-\ \text{de valencia} \rightarrow (2 \cdot 5) = 10\ \text{e}^-\ \text{de valencia}$$

e) Las configuraciones electrónicas de los elementos que forman el SO_2 y el número total de electrones de valencia son:

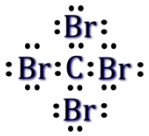
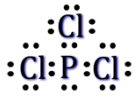
$$\left.\begin{array}{l}\text{S} \rightarrow \text{[Ne]}\ 3s^2\ 3p^4 \rightarrow 6\ \text{e}^-\ \text{de valencia} \\ \text{O} \rightarrow \text{[He]}\ 2s^2\ 2p^4 \rightarrow 6\ \text{e}^-\ \text{de valencia}\end{array}\right\} \rightarrow (6) + (2 \cdot 6) = 18\ \text{e}^-\ \text{de valencia}$$

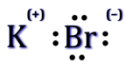
La respuesta correcta es la **a**.

1.7. Una de las siguientes moléculas no cumple la regla del octeto:
a) CBr_4
b) PCl_3
c) BF_3
d) KBr

(O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



La única molécula que no cumple la regla del octeto es BF_3, aunque el KBr no es una molécula, se trata de una sustancia con enlace iónico y lo que se representa mediante la notación de Lewis son las estructuras de los iones que forman dicha sustancia.

La respuesta correcta es la **c**.

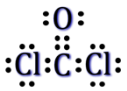
1.8. Se hacen las siguientes proposiciones:
1) La valencia electrónica de un elemento químico es el número de electrones desapareados que posee.
2) Se dice que el enlace covalente tiene carácter direccional.
3) El oxicloruro de carbono (cloruro de carbonilo) presenta resonancia.
4) El dióxido de azufre no presenta resonancia.
Puede considerarse correcta la respuesta:
a) Ciertas 1 y 3.
b) Falsas 2, 3 y 4.
c) Ciertas 2 y 3.
d) Ciertas 1 y 2.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

1) Cierto. La valencia electrónica o valencia covalente de un elemento viene dada por el número de electrones desapareados que tiene.

2) Cierto. El enlace covalente tiene carácter direccional ya que, los pares de electrones que forman los enlaces entre los átomos, tienden a la máxima separación para que sea mínima la repulsión entre ellos.

3) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de oxicloruro de carbono, más conocido como fosgeno, es:



Como se observa, ninguno de los pares de electrones que forman el enlace doble entre carbono y oxígeno pueden cambiar de posición, por lo que la sustancia no presenta resonancia.

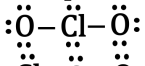
4) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:

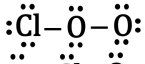


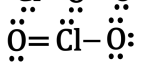
Como se observa, uno de los pares de electrones que forman el enlace doble entre azufre y oxígeno puede cambiar de posición, por lo que la sustancia sí presenta resonancia.

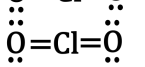
La respuesta correcta es la **d**.

1.9. Indique cuál de las estructuras de Lewis que se presentan es la más correcta para el ClO_2:

a) 

b) 

c) 

d) 

e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Valencia 2002)

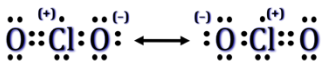
Las configuraciones electrónicas abreviadas del oxígeno y cloro son, respectivamente:

$$O \rightarrow [He]\ 2s^2\ 2p^4 \qquad\qquad Cl \rightarrow [Ne]\ 3s^2\ 3p^5.$$

De ambas se deduce que estos elementos tienen, respectivamente, 6 y 7 electrones de valencia, por lo que el número total de electrones de valencia es, 7+ (2 x 6) = 19.

Ninguna de las estructuras propuestas es correcta como estructura de Lewis del ClO_2 ya que, las estructuras a) y b) tienen 20 electrones; la estructura c) 18 tiene electrones y, la estructura d) tiene 16 electrones.

La estructura de Lewis de la molécula de ClO_2 es:



Se trata de una especie paramagnética (con electrones desapareados) que, además, presenta resonancia.

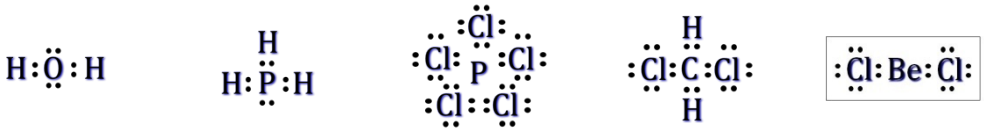
La respuesta correcta es la **e**.

1.10. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene únicamente un par de electrones no compartido sobre el átomo central?

a) H_2O
b) PH_3
c) PCl_5
d) CH_2Cl_2
e) $BeCl_2$

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Baleares 2012) (O.Q.L. Granada 2018)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



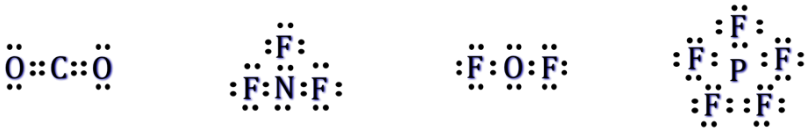
Como se observa en las estructuras, la única molécula que tiene un par de electrones solitario sobre el átomo central es la de PH_3.

La respuesta correcta es la **b**.

1.11. ¿En cuál de los siguientes compuestos no se cumple la regla del octeto para el átomo central?
a) CO_2
b) NF_3
c) OF_2
d) PF_5

(O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. Castilla y León 2014) (O.Q.L. Murcia 2014)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



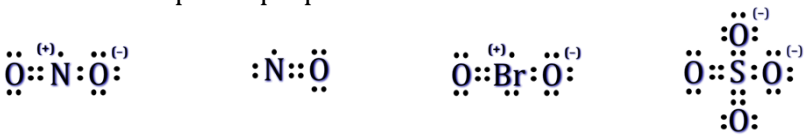
La única molécula que no cumple la regla del octeto es PF_5.

La respuesta correcta es la **d**.

1.12. Señale si alguna de especies siguientes cumple la regla del octeto:
a) NO_2
b) NO
c) SO_4^{2-}
d) BrO_2
e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



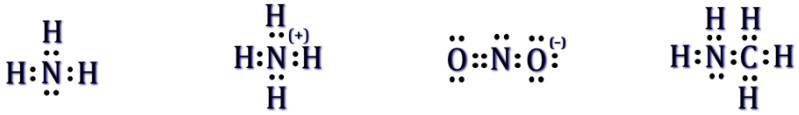
Ninguna de las especies propuestas cumple la regla del octeto.

La respuesta correcta es la **e**.

1.13. De las siguientes moléculas o iones que contienen nitrógeno, solo una de ellas no tiene pares de electrones solitarios sobre este elemento. Indíquela.
a) NH_3
b) NH_4^+
c) NO_2^-
d) CH_3NH_2

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



La especie que no tiene pares de electrones solitarios sobre el átomo de nitrógeno es NH_4^+.

La respuesta correcta es la **b**.

1.14. ¿Cuál de los siguientes compuestos se representa por un conjunto de estructuras resonantes?
a) NaCl
b) $Ca(OH)_2$
c) CH_4
d) I_2
e) SO_2

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Madrid 2010) (O.Q.L. Málaga 2020)

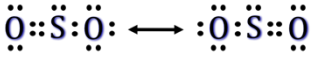
a-b) Falso. Los compuestos NaCl y $Ca(OH)_2$ presentan enlace predominantemente iónico, por lo que no forman moléculas y no pueden presentar resonancia.

c-d) Falso. Las estructuras de Lewis de las moléculas de metano y diyodo son:



Como se puede observar, ambas estructuras no presentan enlaces múltiples, por lo que no existe la posibilidad de resonancia en ellas.

e) **Verdadero**. En la estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre hay un doble enlace, por lo que esta sustancia presenta resonancia:



La respuesta correcta es la **e**.

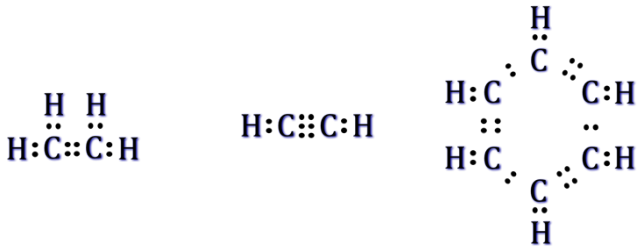
1.15. De las siguientes moléculas F_2, CS_2, C_2H_4 (etileno), C_2H_2 (acetileno), H_2O, C_6H_6 (benceno) y NH_3: indique las tienen todos sus enlaces sencillos o simples.
a) F_2, C_2H_4, H_2O
b) F_2, C_6H_6, H_2O
c) F_2, CS_2, NH_3, H_2O
d) F_2, NH_3, H_2O

(O.Q.L. Baleares 2006)

▪ Las estructuras de Lewis de las moléculas inorgánicas propuestas son:



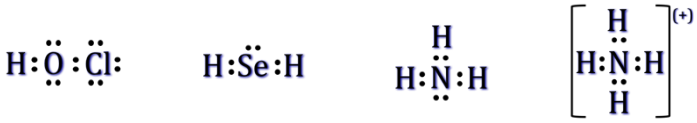
▪ Las estructuras de Lewis de las moléculas orgánicas propuestas son:



Como se puede observar, las únicas sustancias que tienen todos sus enlaces simples son, F_2, NH_3 y H_2O.

La respuesta correcta es la **d**.

1.16. ¿Cuáles de las siguientes estructuras de Lewis son incorrectas?



a) HClO **b) H_2Se** **c) NH_3** **d) NH_4^+**

(O.Q.L. La Rioja 2007)

Como se puede observar, en la estructura de Lewis de la molécula del H_2Se falta un par de electrones solitarios sobre el átomo central, por lo que la estructura es incorrecta.

Las estructuras de Lewis del resto de las especies propuestas son correctas ya que, la disposición de los átomos es correcta y todos los electrones están bien colocados.

La respuesta correcta es la **b**.

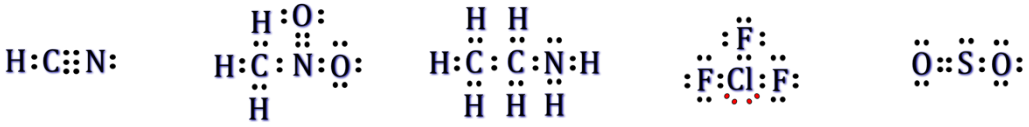
1.17. ¿Cuál o cuáles de las siguientes especies contienen algún enlace triple?

1. HCN 2. CH_3NO_2 3. $CH_3CH_2NH_2$ 4. ClF_3 5. SO_2

a) 1
b) 5
c) 2 y 4
d) 1 y 2
e) 3 y 5

(O.Q.N. Castellón 2008)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



Como se puede observar, la única especie que posee un enlace triple es HCN.

La respuesta correcta es la **a**.

1.18. ¿Cuál de las siguientes estructuras de Lewis es la más adecuada para el ion tiocianato, SCN^-?



a) b) c) d)

(O.Q.L. Murcia 2008) (O.Q.L. La Rioja 2015) (O.Q.N. Salamanca 2018)

a-c) Falso. Las estructuras de Lewis son incorrectas ya que, en ellas el átomo de carbono no cumple la regla del octeto, se encuentra rodeado de 6 y 10 electrones, respectivamente.

La carga formal de un átomo en una estructura es igual a:

carga formal = carga del "core" (# e^- de valencia) – # e^- solitarios – ½ # e^- compartidos

Las cargas formales en las dos estructuras restantes son:

Átomo	estructura b	estructura d
S	carga = 6 – 4 – 2 = 0	carga = 6 – 4 – 2 = 0
C	carga = 4 – 0 – 0 = 0	carga = 4 – 2 – 3 = –1
N	carga = 5 – 4 – 2 = –1	carga = 5 – 6 – 1 = –2

b) **Verdadero**. Se trata de la estructura de Lewis con menos cargas formales.

d) Falso. Tiene más cargas formales que las que muestra la imagen.

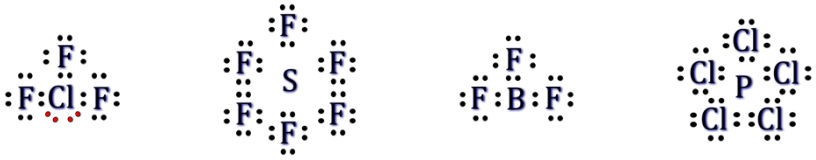
La respuesta correcta es la **b**.

1.19. ¿En qué especie el átomo central tiene uno o más pares de electrones solitarios?

a) ClF_3
b) SF_6
c) BF_3
d) PCl_5

(O.Q.L. Madrid 2008)

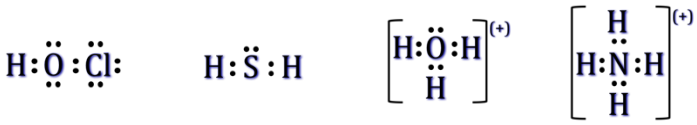
Las estructuras de Lewis de las moléculas de las cuatro especies propuestas son:



Como se observa, la única especie en la que el átomo central tiene pares de electrones solitarios es ClF_3.

La respuesta correcta es la **a**.

1.20. ¿Cuáles de las siguientes estructuras de Lewis son incorrectas?



a) HClO **b)** H_2S **c)** H_3O^+ **d)** NH_4^+

(O.Q.L. La Rioja 2008)

a-c-d) Correcto. Las estructuras de Lewis de las especies HClO, H_3O^+ y NH_4^+ son correctas ya que, tienen todos los electrones y los átomos están bien colocados.

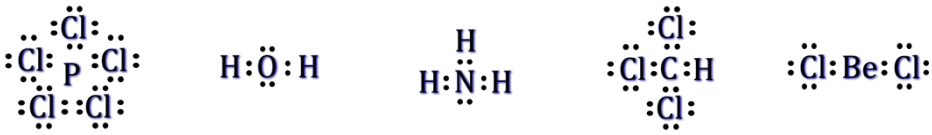
b) **Incorrecto**. Como se puede observar, la estructura de Lewis de la molécula H_2S está mal escrita ya que falta un par de electrones solitarios sobre el átomo de azufre.

La respuesta correcta es la **b**.

1.21. ¿En cuál de las siguientes especies químicas el átomo central tiene solamente un par de electrones no enlazantes?
a) PCl_5
b) H_2O
c) NH_3
d) $CHCl_3$
e) $BeCl_2$

(O.Q.L. Ávila 2009)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



a-d-e) Falso. PCl_5, $CHCl_3$ y $BeCl_2$ son moléculas que no poseen pares de electrones no enlazantes sobre el átomo central.

b) Falso. El H_2O es una molécula que posee dos pares de electrones no enlazantes sobre el átomo central.

c) **Verdadero**. El NH_3 es una molécula que posee un único par de electrones no enlazantes sobre el átomo central.

La respuesta correcta es la **c**.

1.22. ¿En cuál de las siguientes moléculas no existen enlaces múltiples?
a) CS_2
b) H_2S
c) HCN
d) C_2H_4

(O.Q.L. Murcia 2009)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



La única molécula que tiene todos sus enlaces simples es H_2S.

La respuesta correcta es la **b**.

1.23. ¿Cuál es el orden de enlace N—H en la molécula de NH_3 y N_2?
a) Uno y dos respectivamente.
b) Dos y uno respectivamente.
c) Uno y tres respectivamente.
d) Uno en las dos moléculas.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

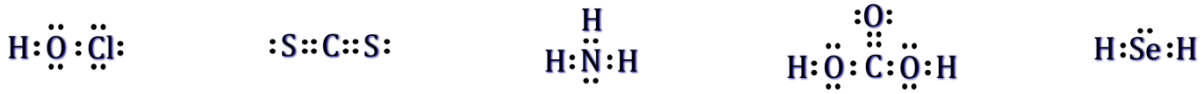
El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace. A la vista de las estructuras de Lewis de las dos moléculas propuestas:



se deduce que los órdenes de enlace son, respectivamente, uno y tres.

La respuesta correcta es la **c**.

1.24. ¿Cuáles de las siguientes estructuras de Lewis son incorrectas?



1) HClO 2) CS_2 3) NH_3 4) $(OH)_2CO$ 5) H_2Se

a) 2 y 5
b) 1, 2 y 5
c) 2 y 4
d) 2, 4 y 5

(O.Q.L. La Rioja 2009)

En la estructura de Lewis de la molécula CS_2, falta un par de electrones solitarios sobre cada átomo de S, por lo que es incorrecta.

En la estructura de Lewis de la molécula H_2Se, falta un par de electrones solitarios sobre el átomo central, por lo que es incorrecta.

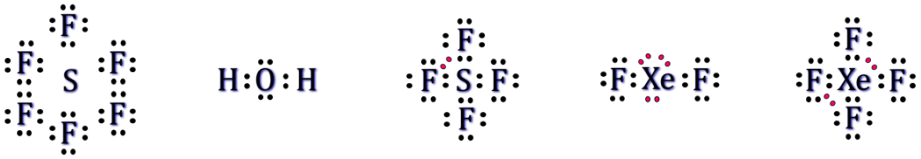
Las estructuras de Lewis de las moléculas HClO, NH_3 y $(OH)_2CO$ son correctas ya que, los átomos están dispuestos en el orden adecuado y tienen todos los electrones.

La respuesta correcta es la **a**.

1.25. ¿En cuál de las siguientes especies químicas el átomo central tiene solamente un par de electrones no enlazantes?
a) SF_6
b) H_2O
c) SF_4
d) XeF_2
e) XeF_4

(O.Q.N. Sevilla 2010) O.Q.L. Cantabria 2011)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



a) Falso. Como se observa en la estructura de Lewis, el SF_6 es una molécula que no posee pares de electrones no enlazantes sobre el átomo central.

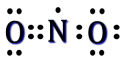
b-e) Falso. Como se observa en la estructura de Lewis, H_2O y XeF_4 son moléculas que poseen dos pares de electrones no enlazantes sobre el átomo central.

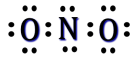
c) **Verdadero**. Como se observa en la estructura de Lewis, el SF_4 es una molécula que posee un único par de electrones no enlazantes sobre el átomo central.

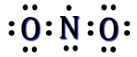
d) Falso. Como se observa en la estructura de Lewis, el XeF_2 es una molécula que posee tres pares de electrones no enlazantes sobre el átomo central.

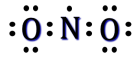
La respuesta correcta es la **c**.

1.26. La estructura de Lewis del NO_2 es:

a) 

b) 

c) 

d) 

(O.Q.L. Valencia 2010)

La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de nitrógeno es:



Se trata de una molécula que tiene un enlace doble, por lo que presenta resonancia.

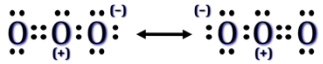
La respuesta correcta es la **a**.

1.27. ¿Cuántas estructuras resonantes presenta la mejor estructura de Lewis de la molécula de O_3? ¿Cuál es su orden de enlace?

a) 1 y 1
b) 1 y 1,5
c) 2 y 1
d) 2 y 1,5
e) 2 y 2

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Murcia 2012)

La molécula de O_3 se representa mediante dos estructuras resonantes:



El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que constituyen un enlace. En este caso, en el que existe resonancia, uno de los pares de electrones del doble enlace se reparte entre los dos átomos de oxígeno exteriores, por lo que el orden de enlace es 1½.

En todas las estructuras que presenten resonancia el orden de enlace nunca será un número entero.

La respuesta correcta es la **d**.

1.28. Una de estas especies no es isoelectrónica con el ion nitrato (trioxidonitrato(-1)):

a) CO_3^{2-}
b) HCO_3^-
c) NF_3
d) SO_2
e) BO_3^{3-}

(O.Q.N. El Escorial 2012)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen el mismo número de electrones.

Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie nitrato, NO_3^-, y el número total de electrones de valencia son:

$$\left.\begin{array}{l}\text{O: [He] } 2s^2\ 2p^4 \rightarrow 6\ e^- \\ \text{N: [He] } 2s^2\ 2p^3 \rightarrow 5\ e^-\end{array}\right\} \rightarrow \#\text{ total } e^- = 5 + (3\cdot 6) + 1 = 24$$

a) Falso. Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie CO_3^{2-} y el número total de electrones de valencia son:

$$\left.\begin{array}{l}\text{O: [He] } 2s^2\ 2p^4 \rightarrow 6\ e^- \\ \text{C: [He] } 2s^2\ 2p^2 \rightarrow 4\ e^-\end{array}\right\} \rightarrow \#\text{ total } e^- = 4 + (3\cdot 6) + 2 = 24$$

b) Falso. Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie HCO_3^- y el número total de electrones de valencia son:

$$\left.\begin{array}{l}\text{H: } 1s^1 \rightarrow 1\ e^- \\ \text{O: [He] } 2s^2\ 2p^4 \rightarrow 6\ e^- \\ \text{C: [He] } 2s^2\ 2p^2 \rightarrow 4\ e^-\end{array}\right\} \rightarrow \#\text{ total } e^- = 1 + 4 + (3\cdot 6) + 1 = 24$$

c) **Verdadero**. Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie NF_3 y el número total de electrones de valencia son:

$$\left.\begin{array}{l}\text{N: [He] } 2s^2\ 2p^3 \rightarrow 5\ e^- \\ \text{F: [He] } 2s^2\ 2p^5 \rightarrow 7\ e^-\end{array}\right\} \rightarrow \#\text{ total } e^- = 5 + (3\cdot 7) = 26$$

d) **Verdadero**. Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie SO_2 y el número total de electrones de valencia son:

$$\left.\begin{array}{l}\text{O: [He] } 2s^2\ 2p^4 \rightarrow 6\ e^- \\ \text{S: [Ne] } 3s^2\ 3p^4 \rightarrow 6\ e^-\end{array}\right\} \rightarrow \#\text{ total } e^- = 6 + (2\cdot 6) = 18$$

e) Falso. Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie BO_3^{3-} y el número total de electrones de valencia son:

$$\left.\begin{array}{l}\text{O: [He] } 2s^2\ 2p^4 \rightarrow 6\ e^- \\ \text{B: [He] } 2s^2\ 2p^1 \rightarrow 3\ e^-\end{array}\right\} \rightarrow \#\text{ total } e^- = 3 + (3\cdot 6) + 3 = 24$$

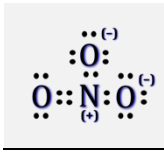
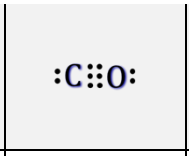
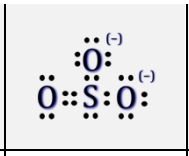
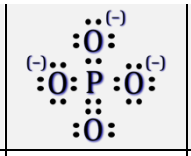
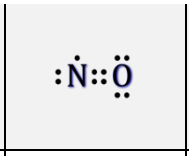
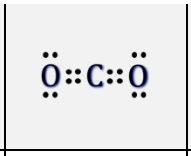
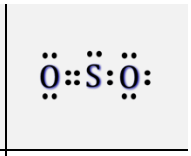
Las especies NF_3 y SO_2 no son isoelectrónicas con NO_3^-.

Las respuestas correctas son **c** y **d**.

1.29. La especie con mayor orden de enlace entre el átomo central y el oxígeno es:
a) NO_3^-
b) CO
c) SO_3^{2-}
d) PO_4^{3-}
e) NO
f) SO_2
g) CO_2

(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.L. Valencia 2013)

El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace. A la vista de las estructuras de Lewis de las especies propuestas:

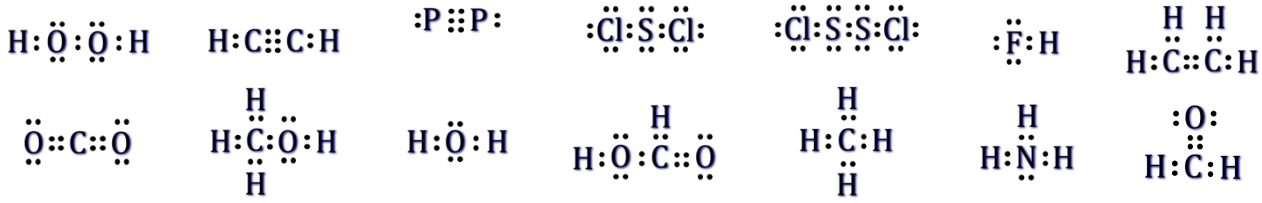
						
orden de enlace 1⅓	orden de enlace 3	orden de enlace 1⅓	orden de enlace 1¼	orden de enlace 2	orden de enlace 2	orden de enlace 1½

La respuesta correcta es la **b**.

1.30. De los siguientes grupos de moléculas, indique en cuál de ellos, todas sus moléculas tienen un doble enlace:
a) H_2O_2, C_2H_2
b) P_2, SCl_2, S_2Cl_2
c) H_2CO, CH_3OH, HCOOH
d) HCHO, HCOOH
e) SCl_2, S_2Cl_2
f) CO_2, H_2O
g) C_2H_2, NH_3 y HF
h) C_2H_4, C_2H_2 y CH_4

(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.L. Jaén 2016) (O.Q.L. Extremadura 2019)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



De acuerdo con las estructuras de Lewis, de los grupos propuestos, el que está formado por moléculas que contienen un doble enlace es, HCHO y HCOOH.

La respuesta correcta es la **d**.

1.31. ¿Cuántos electrones de valencia tiene el anión SO_5^{2-}?
a) 32
b) 34
c) 36
d) 38

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

Las configuraciones electrónicas de los elementos que forman el SO_5^{2-} y el número total de electrones de valencia son:

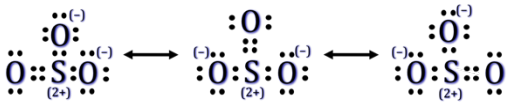
$$\left.\begin{array}{l}\text{O: [He] } 2s^2\ 2p^4 \rightarrow 6\ e^- \\ \text{S: [Ne] } 3s^2\ 3p^4 \rightarrow 6\ e^-\end{array}\right\} \rightarrow \text{\# total } e^- = 6 + (5 \cdot 6) + 2 = 38$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.32. ¿Cuál de los siguientes compuestos presenta formas resonantes en su estructura de Lewis?
a) SO_3
b) NH_3
c) Cl_2
d) Na_2O

(O.Q.L. La Rioja 2013)

a) **Verdadero**. Como se deduce de la estructura de Lewis, sin considerar capa de valencia expandida, de la molécula de trióxido de azufre, sí presenta resonancia ya que uno de los enlaces entre el azufre y el oxígeno es múltiple:



b-c) Falso. Las estructuras de Lewis de las moléculas de amoniaco y dicloro son:



Como se puede observar en las estructuras de Lewis, estas dos moléculas no presentan enlaces múltiples, por lo que no existe la posibilidad de resonancia en ellas.

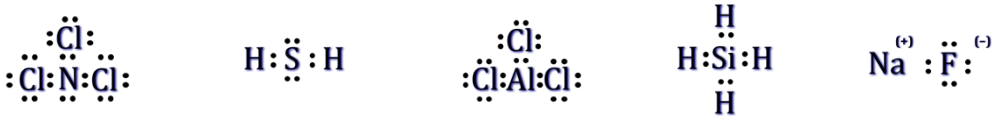
d) Falso. El compuesto Na_2O presenta enlace predominantemente iónico, por lo que no puede presentar resonancia.

La respuesta correcta es la **a**.

1.33. ¿En qué compuesto todos los átomos no cumplen la regla del octeto?
a) NCl_3
b) H_2S
c) $AlCl_3$
d) SiH_4
e) NaF

(O.Q.L. Valencia 2013)

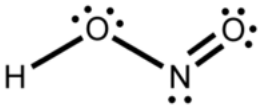
Las estructuras de Lewis de las sustancias propuestas son:



La única sustancia en la que todos los átomos no cumplen la regla del octeto es $AlCl_3$. En el caso del NaF, se considera que el ion sodio tiene configuración electrónica de gas noble y, por ello, cumple la regla del octeto.

La respuesta correcta es la **c**.

1.34. Si la estructura de Lewis del ácido nitroso es la que se muestra en la figura,



¿cuál es la carga formal del nitrógeno?
a) –1
b) 0
c) +1
d) +3

(O.Q.L. País Vasco 2013)

La carga formal de un átomo en una estructura es igual a:

$$\text{carga formal} = \text{carga del "core"} (\#\ e^- \text{ de valencia}) - \#\ e^- \text{ solitarios} - \tfrac{1}{2}\ \#\ e^- \text{ compartidos}$$

La carga formal sobre el átomo de nitrógeno es:

$$c = 5 - 2 - 3 = 0$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.35. ¿En cuál de las siguientes especies se necesita recurrir a configuraciones electrónicas resonantes para describirlas adecuadamente?
a) H_2O
b) NO_3^-
c) H_2S
d) NH_3
e) PCl_3
f) O_3

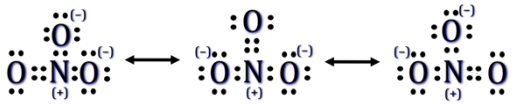
(O.Q.L. Preselección Valencia 2014) (O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

Las estructuras de Lewis de las moléculas de H_2O, H_2S, NH_3 y PCl_3 son:

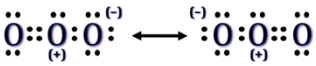


Como se puede observar en las estructuras, estas sustancias no presentan enlaces múltiples por lo que no existe la posibilidad de resonancia en ellas.

▪ El ion NO_3^- se representa mediante tres estructuras resonantes:



▪ La molécula de O_3 se representa mediante dos estructuras resonantes:

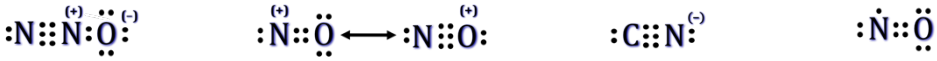


Las respuestas correctas son **b** y **f**.

1.36. ¿Cuál de las siguientes especies presenta algún electrón desapareado?
a) N_2O
b) NO^+
c) CN^-
d) NO

(O.Q.L. Valencia 2014)

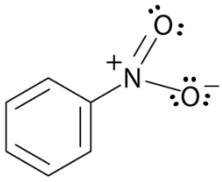
Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



La molécula de NO presenta un electrón desapareado, se trata de una especie paramagnética.

La respuesta correcta es la **d**.

1.37. Si la estructura de Lewis del nitrobenceno es la que se muestra en la figura, ¿cuál es la carga formal del nitrógeno?
a) –1
b) 0
c) +1
d) +3
e) +5



(O.Q.L. País Vasco 2014)

La carga formal de un átomo en una estructura es igual a:

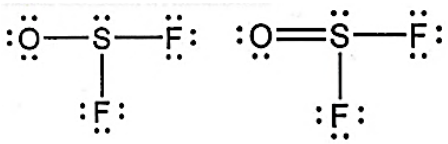
$$\text{carga formal} = \text{carga del "core"} \ (\#\ e^- \text{ de valencia}) - \#\ e^- \text{ solitarios} - \tfrac{1}{2}\ \#\ e^- \text{ compartidos}$$

La carga formal sobre el átomo de nitrógeno es:

$$c = 5 - 0 - 4 = +1$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.38. ¿Qué relación existe entre las dos estructuras químicas mostradas a continuación?
a) Son isómeros geométricos
b) Son enantiómeros
c) Son formas resonantes
d) Son isómeros estructurales
e) Son estereoisómeros

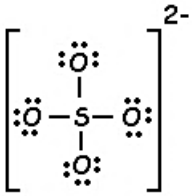


(O.Q.L. Madrid 2014)

Las dos estructuras propuestas para el compuesto de fórmula SOF_2 son formas resonantes ya que, en ellas, solo cambia un par de electrones solitario del oxígeno que se convierte en un par de enlace.

La respuesta correcta es la **c**.

1.39. Las cargas formales sobre los átomos de S y O en la siguiente estructura de Lewis son, respectivamente:
a) +6, –2
b) 0, 0
c) –2, 0
d) +2, 0
e) +2, –1



(O.Q.N. Madrid 2015) (O.Q.L. La Rioja 2016)

La carga formal de un átomo en una estructura es igual a:

$$\text{carga formal} = \text{carga del "core" (\# e}^- \text{ de valencia)} - \text{\# e}^- \text{ solitarios} - \tfrac{1}{2}\,\text{\# e}^- \text{ compartidos}$$

Las cargas formales sobre ambos átomos son:

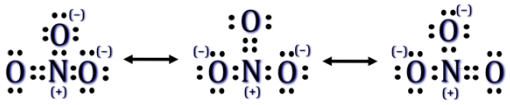
átomo	carga
S	6 – 0 – 4 = +2
O	6 – 6 – 1 = –1

La respuesta correcta es la **e**.

1.40. ¿Cuántas formas resonantes pueden escribirse para el anión nitrato, NO_3^-?
a) 1
b) 2
c) 3
d) 4

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

Se trata de una especie que presenta resonancia y que tiene 3 estructuras de Lewis que constituyen un "híbrido de resonancia":

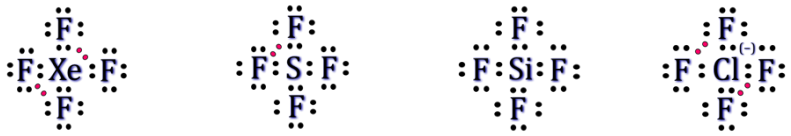


La respuesta correcta es la **c**.

1.41. ¿Cuál de las siguientes especies el átomo central sigue la regla del octeto?
a) XeF_4
b) SF_4
c) SiF_4
d) ClF_4^-

(O.Q.L. La Rioja 2015)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



Como deduce de las estructuras de Lewis, la única especie que cumple la regla del octeto es SiF_4.

La respuesta correcta es la **c**.

1.42. ¿Cuál es el número de electrones de valencia del ion ClO_3^-?
a) 24
b) 26
c) 28
d) 32

(O.Q.L. La Rioja 2015)

Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran esta especie son:

$$\left.\begin{array}{l}\text{O: [He]}\ 2s^2\ 2p^4 \rightarrow\ 6\ e^- \\ \text{Cl: [Ne]}\ 3s^2\ 3p^5 \rightarrow\ 7\ e^-\end{array}\right\} \rightarrow \#\ \text{total}\ e^- = 7 + (3\cdot 6) + 1 = 26$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.43. ¿Cuál de las siguientes especies es isoelectrónica con NO_2^+?
a) N_2O
b) NO_2^-
c) NH_2^-
d) SO_2

(O.Q.L. La Rioja 2015)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen el mismo número de electrones.

Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie NO_2^+ y el número total de electrones de valencia son:

$$\left.\begin{array}{l}\text{O: [He]}\ 2s^2\ 2p^4 \rightarrow\ 6\ e^- \\ \text{N: [He]}\ 2s^2\ 2p^3 \rightarrow\ 5\ e^-\end{array}\right\} \rightarrow \#\ \text{total}\ e^- = 5 + (2\cdot 6) - 1 = 16$$

a) **Verdadero**. Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie N_2O y el número total de electrones de valencia son:

$$\left.\begin{array}{l}\text{O: [He]}\ 2s^2\ 2p^4 \rightarrow\ 6\ e^- \\ \text{N: [He]}\ 2s^2\ 2p^3 \rightarrow\ 5\ e^-\end{array}\right\} \rightarrow \#\ \text{total}\ e^- = 6 + (2\cdot 5) = 16$$

b) Falso. Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie NO_2^- y el número total de electrones de valencia son:

$$\left.\begin{array}{l}\text{O: [He]}\ 2s^2\ 2p^4 \rightarrow\ 6\ e^- \\ \text{N: [He]}\ 2s^2\ 2p^3 \rightarrow\ 5\ e^-\end{array}\right\} \rightarrow \#\ \text{total}\ e^- = 5 + (2\cdot 6) + 1 = 18$$

c) Falso. Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie NH_2^- y el número total de electrones de valencia son:

$$\left.\begin{array}{l}\text{H:}\ 1s^1\ \rightarrow\ 1\ e^- \\ \text{N: [He]}\ 2s^2\ 2p^3 \rightarrow\ 5\ e^-\end{array}\right\} \rightarrow \#\ \text{total}\ e^- = 5 + (2\cdot 1) + 1 = 8$$

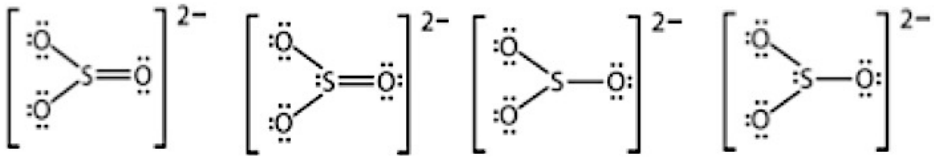
d) Falso. Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie SO_2 y el número total de electrones de valencia son:

$$\left.\begin{array}{l} \text{O: [He] } 2s^2\ 2p^4 \rightarrow\ 6\ e^- \\ \text{S: [Ne] } 3s^2\ 3p^4 \rightarrow\ 6\ e^- \end{array}\right\} \rightarrow\ \#\ \text{total}\ e^- = 6 + (2 \cdot 6) = 18$$

La especie N_2O es isoelectrónica con NO_2^+.

La respuesta correcta es la **a**.

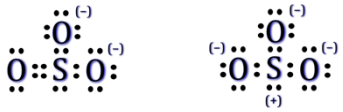
1.44. ¿Qué estructura de Lewis es válida para el anión sulfito, SO_3^{2-}?



a) **b)** **c)** **d)**

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

La estructura de Lewis del anión sulfito puede escribirse de dos formas distintas, una de ellas, considerando la capa de valencia expandida (izquierda) y, otra considerando octeto completo (derecha):



Los datos experimentales sugieren que la correcta es la que presenta la capa de valencia expandida, aunque se suele considerar que existe resonancia entre ambas estructuras.

Las respuestas correctas son **b** y **d**.

1.45. ¿Cuál de las siguientes moléculas cumple la regla del octeto?
a) BH_3
b) PCl_5
c) SF_6
d) O_3

(O.Q.L. Valencia 2015)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



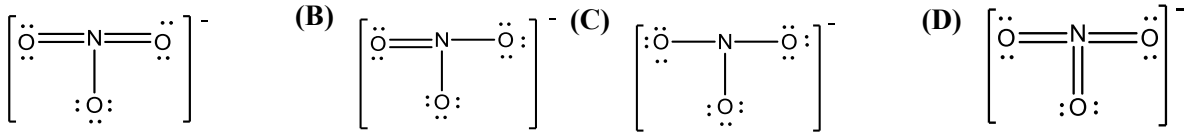
La única molécula que cumple la regla del octeto es O_3.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a Castilla y León 1998 y 1999, Extremadura 2003 y 2013).

1.46. ¿Qué estructura de Lewis es válida para el anión nitrato, NO_3^-?

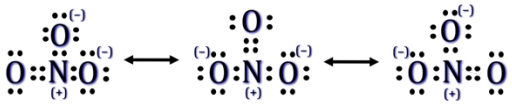
(A) **(B)** **(C)** **(D)**



a) **b)** **c)** **d)**

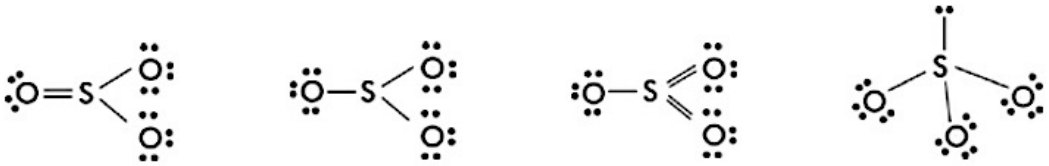
(O.Q.L. Valencia 2015)

La estructura de Lewis del anión nitrato, que presenta tres formas resonantes, es:



La respuesta correcta es la **b**.

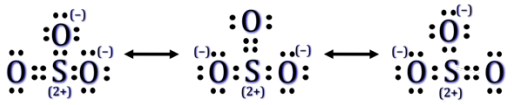
1.47. ¿Cuál de las siguientes es la estructura de Lewis del trióxido de azufre?



a) b) c) d)

(O.Q.L. Murcia 2015)

La molécula de SO_3 presenta resonancia y, sin considerar la capa de valencia expandida, tiene tres estructuras de Lewis que constituyen un "híbrido de resonancia":

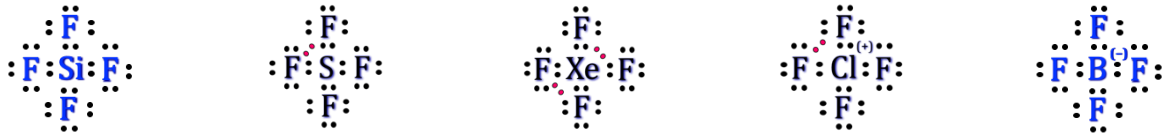


La respuesta correcta es la **a.**

1.48. ¿Cuál de las siguientes especies tiene la misma distribución electrónica alrededor del átomo central de la molécula de SiF_4?
a) SF_4
b) XeF_4
c) ClF_4^+
d) BF_4^-

(O.Q.N. Alcalá 2016)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



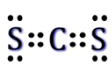
El BF_4^- es la única especie cuya distribución electrónica coincide con la del SiF_4.

La respuesta correcta es la **d**.

1.49. En la estructura de Lewis más estable para el CS_2:
a) No contiene pares de electrones no compartidos.
b) Todos los enlaces son dobles.
c) El átomo central no está rodeado de ocho electrones.
d) Uno de los átomos de azufre debe ser el central para que la estructura sea estable.

(O.Q.L. Asturias 2016) (O.Q.L. Asturias 2020)

La estructura de Lewis de la molécula de disulfuro de carbono es:



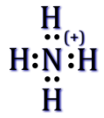
Como se puede observar, todos los átomos cumplen la regla del octeto, los átomos de azufre tienen pares de electrones no compartidos, el átomo de carbono, que es el menos electronegativo, ocupa el centro de la molécula y forma un enlace doble con cada átomo de azufre.

La respuesta correcta es la **b**.

1.50. En la estructura de Lewis para el catión amonio, NH_4^+, el número de pares de electrones solitarios alrededor del N es:
a) 0
b) 1
c) 2
d) 4

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

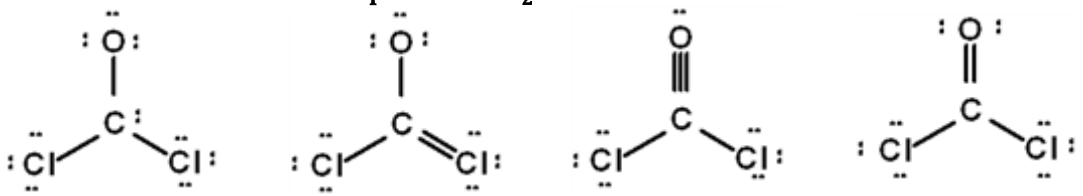
La estructura de Lewis del catión amonio, NH_4^+, es:



En la misma se observa que no existen pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de N.

La respuesta correcta es la **a**.

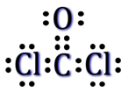
1.51. La estructura de Lewis correcta para el $COCl_2$ es:



a) **b)** **c)** **d)**

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

La estructura de Lewis de la molécula de fosgeno o diclorurooxidocarbono es:



▪ Las estructuras a) y b) son incorrectas ya que, tienen 26 electrones de valencia, 2 más que la correcta.

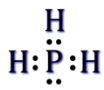
▪ La estructura c) es incorrecta ya que, presenta 10 electrones de valencia alrededor del átomo de C.

La respuesta correcta es la **d**.

1.52. La molécula de PH_3 tiene:
a) Tres pares de enlace y un par solitario.
b) Tres pares de enlace y ningún solitario.
c) Tres pares de enlace y dos pares solitarios.
d) Ninguna de las anteriores es correcta.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

La estructura de Lewis de la molécula de fosfano es:



Como se observa, sobre el átomo de P, existen 3 pares de electrones de enlace y un par solitario.

La respuesta correcta es la **a**.

1.53. ¿En cuál de estas especies el átomo central tiene uno o más pares solitarios?
a) $AlCl_4^-$
b) CO_2
c) SO_2
d) PCl_4^+

(O.Q.L. La Rioja 2016)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



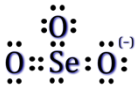
Como se observa, la única especie que presenta pares solitarios sobre el átomo central es el SO_2.

La respuesta correcta es la **c**.

1.54. En la estructura electrónica de Lewis del anión SeO_3^{2-}, ¿cuántos pares de electrones solitarios rodean al átomo central?
a) 0
b) 1
c) 2
d) 3

(O.Q.L. Valencia 2016)

La estructura de Lewis del ion selenito es:



Como se observa, existe 1 par de electrones solitario sobre el átomo central.

La respuesta correcta es la **b**.

1.55. ¿Cuál de las siguientes moléculas/especies cumple con "la regla del octeto" según la notación de Lewis?
a) SiO_2
b) H_2S
c) SO_2
d) H_2O

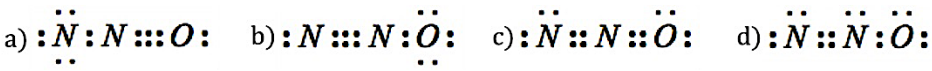
(O.Q.N. El Escorial 2017)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



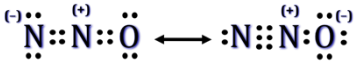
Todas las especies cumplen la regla del octeto, por lo que todas las respuestas son correctas.

1.56. ¿Cuál de las siguientes formas resonantes es la que más contribuye a la estructura del N_2O?



(O.Q.L. La Rioja 2017)

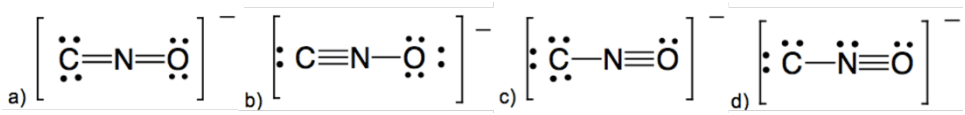
El monóxido de dinitrógeno es una molécula que presenta resonancia y su estructura de Lewis es:



La forma resonante que más contribuye al híbrido de resonancia es la b) ya que, sitúa la carga negativa sobre el átomo de oxígeno que es el átomo más electronegativo.

La respuesta correcta es la **b**.

1.57. ¿Qué estructura electrónica de Lewis es más probable para el anión CNO^-?



(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

Se trata del anión fulminato y la estructura de Lewis correcta será la que menos cargas formales soporte.

Carga formal = carga del "core" – # solitarios – # ½ electrones compartidos

Estructura	Carbono	Nitrógeno	Oxígeno
a	4 – 4 – 2 = –2	5 – 0 – 4 = +1	6 – 4 – 2 = 0
b	4 – 2 – 3 = –1	5 – 0 – 4 = +1	6 – 6 – 1 = –1
c	4 – 6 – 1 = –3	5 – 0 – 4 = +1	6 – 2 – 3 = +1
d	4 – 4 – 1 = –1	5 – 2 – 4 = –1	6 – 2 – 3 = +1

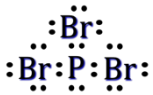
Las estructuras que menos cargas formales soportan son la b) y la d), pero la distribución de las mismas es mejor en la b) ya que, la carga negativa se sitúa en los extremos y la positiva en el centro.

La respuesta correcta es la **b**.

1.58. En el PBr_3, señale el número de pares de electrones que hay alrededor del átomo central:
a) 6
b) 5
c) 4
d) 3

(O.Q.L. Murcia 2017)

La estructura de Lewis de la molécula de tribromuro de fósforo es:



Como se puede observar, el átomo de fósforo se encuentra rodeado de 4 pares de electrones.

La respuesta correcta es la **c**.

1.59. El orden de enlace en la molécula de N_2 es:
a) 2
b) 2,5
c) 3
d) 6

(O.Q.L. Murcia 2017)

El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace. A la vista de la estructura de Lewis:



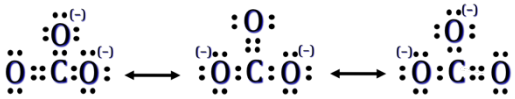
se deduce que el orden de enlace es 3.

La respuesta correcta es la **c**.

1.60. De acuerdo con su estructura de Lewis, ¿cuál es el orden de enlace C–O en la especie carbonato, CO_3^{2-}?
a) 1
b) 1,33
c) 1,5
d) 2

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

Las diferentes estructuras de Lewis resonantes de la especie carbonato son:



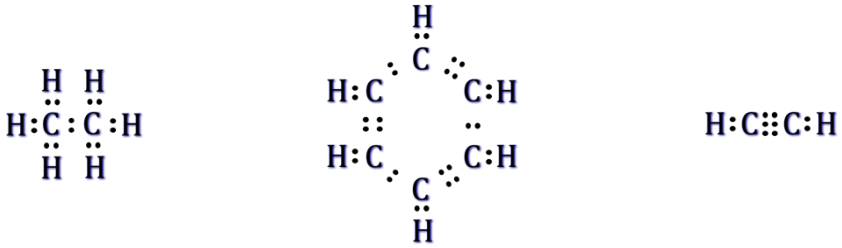
El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que constituyen ese enlace. En este caso que existe resonancia, uno de los pares de electrones se reparte entre los tres átomos de oxígeno enlazados al átomo de carbono, por lo que el orden de enlace es 1⅓ (1,33).

La respuesta correcta es la **b**.

1.61. El compuesto que presenta enlaces dobles es:
a) C_2H_6
b) $CaCl_2$
c) C_6H_6
d) C_2H_2

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

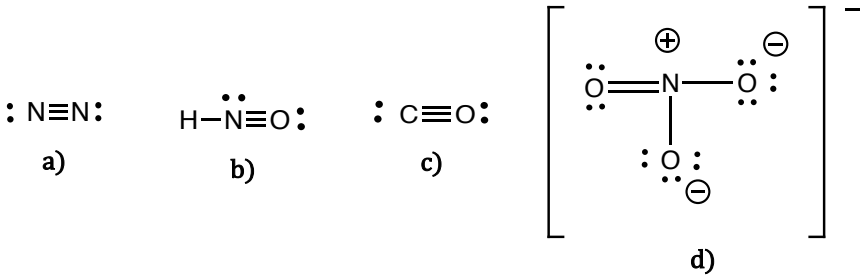
Las estructuras de Lewis de las moléculas de C_2H_6, C_6H_6 y C_2H_2 son:



Eliminando el $CaCl_2$ que es una sustancia cristalina que no forma moléculas y, a la vista de las estructuras de Lewis del resto de las moléculas, se observa que la única que presenta enlaces dobles es C_6H_6.

La respuesta correcta es la **c**.

1.62. Una de las siguientes estructuras de Lewis es incorrecta:



(O.Q.L. Valencia 2018)

Como se puede observar, en la estructura de Lewis de la molécula de HNO el átomo de nitrógeno se encuentra rodeado de cinco pares de electrones, lo que es imposible para un elemento del segundo periodo, por lo que dicha estructura es incorrecta.

La respuesta correcta es la **b**.

1.63. ¿En cuál de las siguientes especies el átomo central presenta dos pares de electrones de enlace y dos pares de electrones no compartidos?
a) CCl_4
b) ICl_2^+
c) XeO_3
d) CO_2

(O.Q.L. Valencia 2018)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



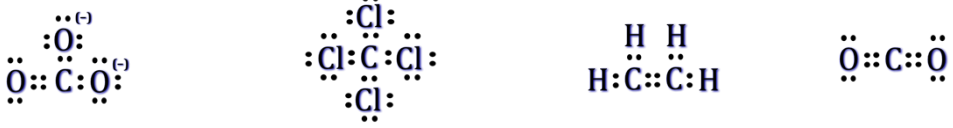
Como se puede observar, la especie en la que el átomo central presenta 2 pares de electrones de enlace y 2 pares de electrones no compartidos es ICl_2^+.

La respuesta correcta es la **b**.

1.64. El carbono presenta dobles enlaces en:
a) El ion carbonato y el tetracloruro de carbono.
b) El tetracloruro de carbono y el eteno.
c) El eteno y el dióxido de carbono.
d) En los cuatro compuestos mencionados.

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



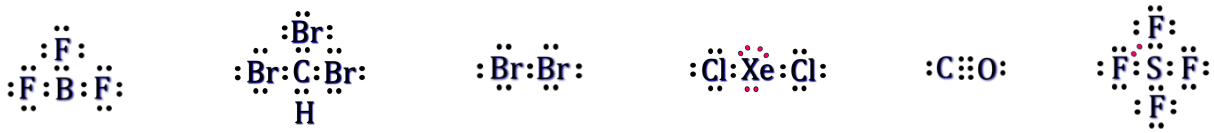
De acuerdo con las estructuras de Lewis, el carbono presenta doble enlace en el ion carbonato, eteno y dióxido de carbono.

La respuesta correcta es la **c**.

1.65. Dadas las siguientes moléculas:
I. BF_3 II. $CHBr_3$ III. Br_2 IV. $XeCl_2$ V. CO VI. SF_4
las que no cumplen la regla del octeto son:
a) I, II, IV
b) I, III, IV, VI
c) III, V, VI
d) I, IV, VI

(O.Q.L. Valencia 2019)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



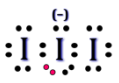
Las moléculas que no cumplen la regla del octeto son, I) BF_3, IV) $XeCl_2$ y VI) SF_4.

La respuesta correcta es la **d**.

1.66. ¿Cuántos pares de electrones de enlace y pares de electrones no compartidos rodean al átomo central del ion I_3^-?
a) 2 y 2
b) 2 y 3
c) 3 y 2
d) 4 y 3

(O.Q.L. Valencia 2019)

La estructura de Lewis del ion triyoduro es:



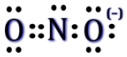
Como se puede observar, al átomo central le rodean 2 pares de electrones de enlace y 3 pares de electrones solitarios.

La respuesta correcta es la **b**.

1.67. La estructura de Lewis del ion nitrito, NO_2^-, ¿cuántos dobles enlaces presenta?
a) 0
b) 1
c) 2
d) 3

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

La estructura de Lewis del ion nitrito es:



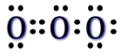
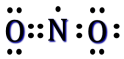
Se observa que presenta un doble enlace entre el átomo de nitrógeno y uno de los átomos de oxígeno.

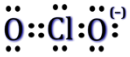
La respuesta correcta es la **b**.

1.68. ¿Cuál de las siguientes especies químicas tiene un único par de electrones no compartidos en el átomo central?
a) O_3
b) NO_2
c) H_2S
d) ClO_2^-

(O.Q.N. Valencia 2020)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



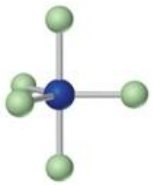
La especie que cumple la condición propuesta es el ozono, O_3.

La respuesta correcta es la **a**.

2. GEOMETRÍA MOLECULAR. MODELO RPECV

2.1. La geometría de una molécula que no tiene enlaces múltiples, y tiene un átomo central con cinco pares de electrones enlazantes (y sin pares de electrones no enlazantes) es:
a) Tetraédrica
b) Cuadrada plana
c) Bipirámide trigonal
d) Octaédrica
e) Triangular plana

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Extremadura 2005) (O.Q.N. Salamanca 2018) (O.Q.L. Castilla y León 2019)



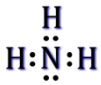
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV se trata de una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición y geometría es bipirámide trigonal.

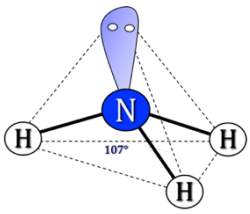
La respuesta correcta es la **c**.

2.2. La molécula de amoníaco posee una geometría:
a) Tetraédrica
b) Pirámide triangular
c) Triangular plana
d) Lineal
e) Bipirámide triangular
f) Pirámide cuadrada
g) Plana cuadrada

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Murcia 2019)

La estructura de Lewis de la molécula amoníaco es:



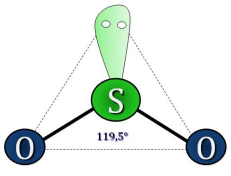


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es pirámide triangular ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

La respuesta correcta es la **b**.

2.3. La geometría de una molécula que no tiene enlaces múltiples, y que tiene un átomo central con dos pares de electrones enlazantes y un par solitario, es:
a) Angular
b) Piramidal triangular
c) Lineal
d) Tetraédrica
e) Triangular plana

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)



De acuerdo con el modelo RPECV es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición triangular y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

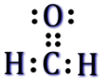
Una sustancia de este tipo es el SO_2.

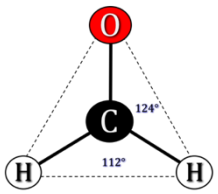
La respuesta correcta es la **a**.

2.4. La forma geométrica de la molécula de formaldehído, H_2CO, es:
a) Lineal
b) Triangular plana
c) Angular
d) Piramidal triangular
e) Tetraédrica

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013) (O.Q.L. La Rioja 2013) (O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2015) (O.Q.L. Galicia 2016) (O.Q.L. Granada 2016) (O.Q.L. Castilla y León 2019) (O.Q.L. Extremadura 2019)

La estructura de Lewis de la molécula de formaldehído es:





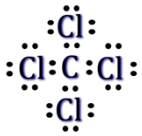
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2CO es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

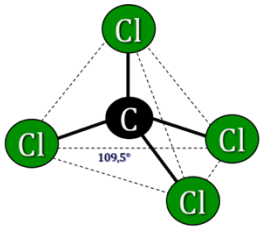
La respuesta correcta es la **b**.

2.5. Cuáles de las siguientes moléculas adoptarán geometría lineal:
a) CCl_4
b) H_2O
c) C_2H_2
d) $BeCl_2$
e) NH_3

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:

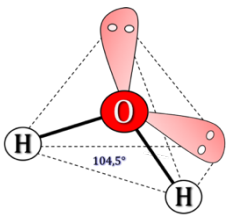




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

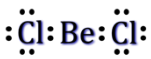
▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:





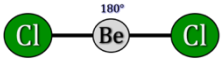
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

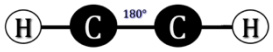
▪ Las estructuras de Lewis de las moléculas dicloruro de berilio y acetileno son:



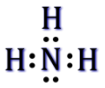


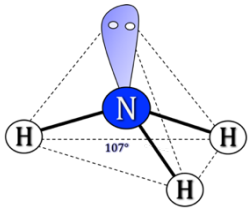
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $BeCl_2$ y el C_2H_2 son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que la disposición y geometría de ambas es lineal.





▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:





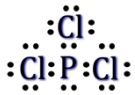
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

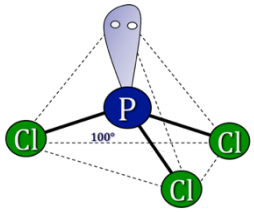
Las respuestas correctas son **c** y **d**.

2.6. La forma geométrica de la molécula PCl_3 en la que el átomo de fósforo está rodeado de cuatro pares de electrones es:
a) Plana triangular
b) Bipirámide triangular
c) Pirámide cuadrada
d) Pirámide triangular
e) Plana cuadrada

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Extremadura 2003) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Sevilla 2008) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013) (O.Q.L. Castilla y León 2020)

La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de fósforo es:





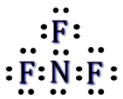
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría molecular es pirámide triangular ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

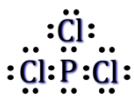
La respuesta correcta es la **d**.

2.7. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene una geometría plana?
a) Trifluoruro de nitrógeno (NF_3)
b) Tricloruro de fósforo (PCl_3)
c) Trifluoruro de boro (BF_3)
d) Trifluoruro de yodo (IF_3)

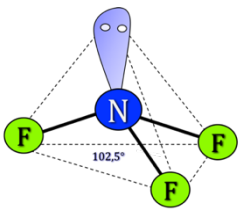
(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Baleares 2007)

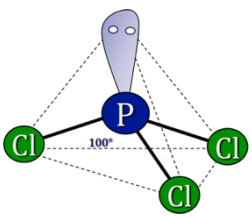
▪ Las estructuras de Lewis de las moléculas de trifluoruro de nitrógeno y tricloruro de fósforo son:





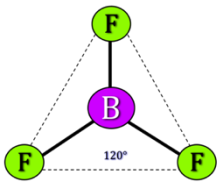
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NF_3 y PCl_3 son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que la disposición es tetraédrica y la geometría de ambas es piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.





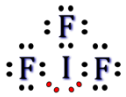
▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:

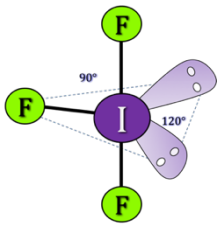




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de yodo es:





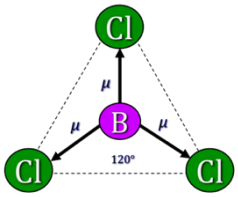
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el IF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría es "forma de T" ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central y tiene todos los átomos en el mismo plano.

Las respuestas correctas son **c** y **d**.

2.8. Las moléculas de un compuesto de fórmula ZCl_3 tienen momento dipolar nulo. ¿Cuál debe ser la geometría en la que están dispuestos sus átomos constituyentes?
a) Lineal
b) Triangular plana
c) Tetraédrica
d) Piramidal
e) Octaédrica

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Cantabria 2017) (O.Q.L. Murcia 2018)

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ZCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.



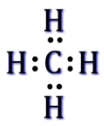
Una sustancia de este tipo es BCl_3.

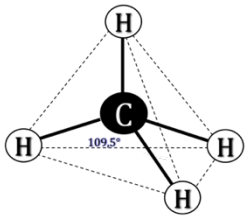
La respuesta correcta es la **b**.

2.9. Solo una de las siguientes afirmaciones es falsa:
a) El CH_4 tiene forma de tetraedro regular.
b) El BeH_2 es lineal.
c) El BF_3 es plano.
d) El PCl_5 no presenta forma de bipirámide trigonal.

(O.Q.L. Castilla-León 1999)

a) Verdadero. La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



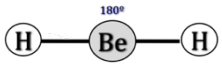


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

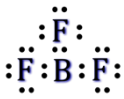
b) Verdadero. La estructura de Lewis de la molécula de dihidruro de berilio es:



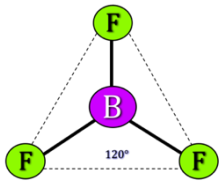
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeH_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



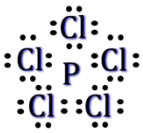
c) Verdadero. La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



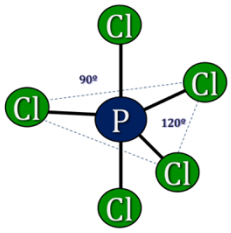
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.



d) **Falso**. La estructura de Lewis de la molécula de pentacloruro de fósforo es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición y geometría es bipirámide trigonal.

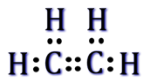


La respuesta correcta es la **d**.

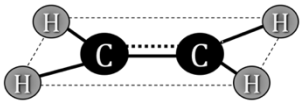
2.10. La geometría del átomo de carbono en la molécula de eteno es:
a) Cúbica
b) Lineal
c) Triangular
d) Tetraédrica

(O.Q.L. Murcia 2001)

La estructura de Lewis de la molécula de eteno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo de carbono (central) se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

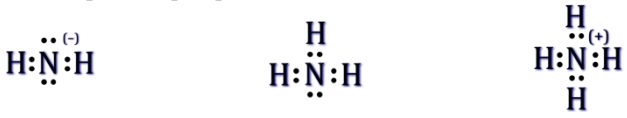


La respuesta correcta es la **c**.

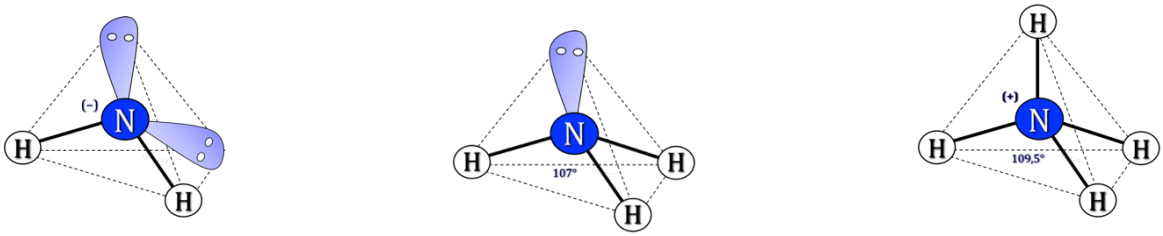
2.11. El átomo de N en las especies químicas NH_3, NH_2^- y NH_4^+ está rodeado siempre de ocho electrones. Seleccione la relación que expresa correctamente el orden creciente del ángulo de enlace H—N—H.
a) NH_3 NH_2^- NH_4^+
b) NH_3 NH_4^+ NH_2^-
c) NH_4^+ NH_2^- NH_3
d) NH_2^- NH_3 NH_4^+
e) El ángulo H—N—H no varía.

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. Valencia 2006)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV se trata de sustancias cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajustan a la fórmulas AX_3E para el NH_3, AX_2E_2 para el NH_2^- y AX_4 para el NH_4^+, a las que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que el átomo central de todas ellas tiene disposición tetraédrica. No obstante, la geometría de todas ellas es diferente:



▪ el NH_2^- tiene dos pares de electrones solitarios, por lo que la geometría es angular y el ángulo de enlace es bastante menor de 109,5°, debido a la repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios.

▪ el NH_3 tiene un par de electrones solitarios, por lo que la geometría es piramidal y los ángulos de enlace son algo menores de 109,5°, debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitarios.

▪ el NH_4^+ no tiene pares de electrones solitarios, por lo que la geometría es tetraédrica y los ángulos de enlace son de 109,5°.

El orden creciente de ángulos de enlace es:

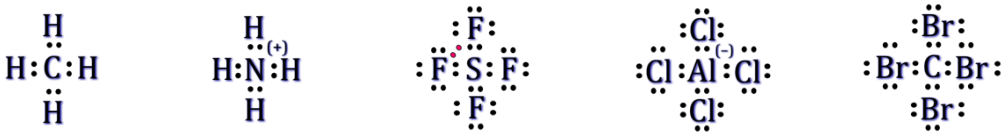
$$NH_2^- < NH_3 < NH_4^+$$

La respuesta correcta es la **d**.

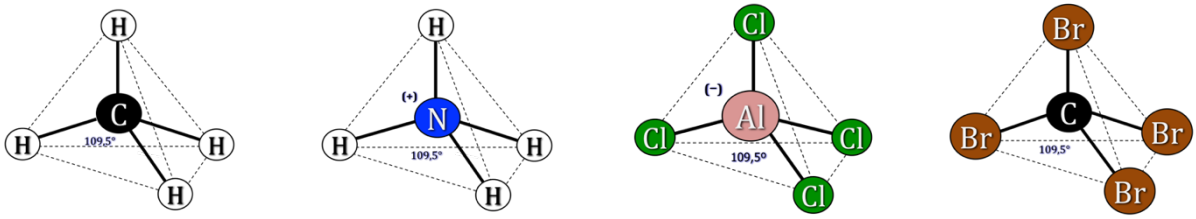
2.12. ¿Cuál de las siguientes especies no tiene estructura tetraédrica?
a) CH_4
b) NH_4^+
c) SF_4
d) $AlCl_4^-$
e) CBr_4

(O.Q.N. Oviedo 2002)

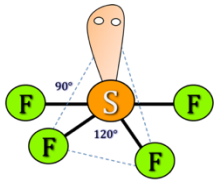
Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



a-b-d-e) Falso. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, CH_4, NH_4^+, $AlCl_4^-$ y CBr_4 son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que todas ellas tienen disposición y geometría tetraédrica.



c) **Verdadero**. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_4E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, con una disposición de bipirámide trigonal y geometría de "balancín" debido a la presencia del par de electrones solitarios que hay sobre el átomo de azufre.

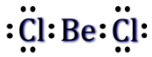


La respuesta correcta es la **c**.

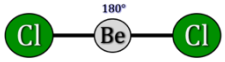
2.13. Para los siguientes compuestos, señale cuál tiene mayor ángulo de enlace:
a) F–B–F en el $BF_3(g)$
b) Cl–C–Cl en el $H_2CCl_2(g)$
c) Cl–Be–Cl en el $BeCl_2(g)$
d) H–O–H en el $H_2O(g)$

(O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2014)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de berilio es:



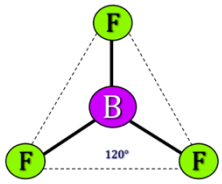
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $BeCl_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal con un ángulo de enlace de 180°.



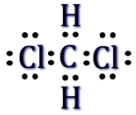
▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



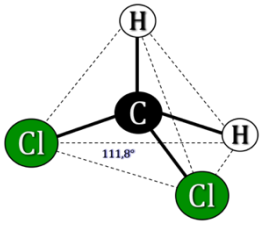
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana en la que los ángulos de enlace son de 120°.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de diclorometano es:



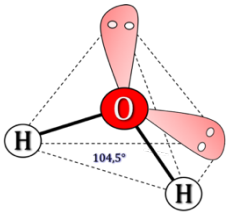
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2CCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es de tetraedro con ángulos de enlace cercanos a 109,5° debido a que no es una figura regular, algo mayores para Cl−C−Cl debido a que los átomos de cloro son más voluminosos.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular con un ángulo de enlace inferior a 109,5° debido a la repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de oxígeno.



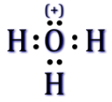
El mayor ángulo de enlace corresponde al $BeCl_2$ ($\alpha = 180°$).

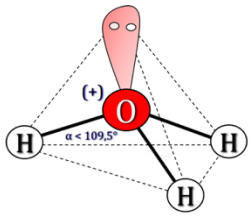
La respuesta correcta es la **c.**

2.14. Los ángulos de enlace en el ion oxidanio, H_3O^+, son aproximadamente de:
a) 90°
b) 90° y 120°
c) 109,5°
d) 120°

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. La Rioja 2013)

La estructura de Lewis del ion oxidanio es:





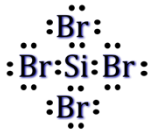
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_3O^+ es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central y con unos ángulos de enlace ligeramente inferiores a 109,5° debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitarios que hay sobre el átomo de oxígeno.

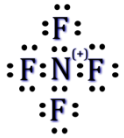
La respuesta correcta es la **c**.

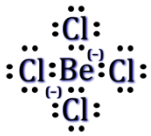
2.15. ¿Cuál de las siguientes especies no tiene forma tetraédrica?
a) $SiBr_4$
b) NF_4^+
c) SF_4
d) $BeCl_4^{2-}$

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. La Rioja 2020)

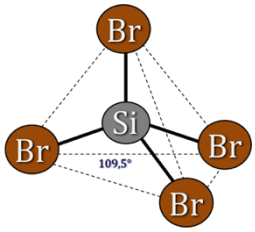
▪ Las estructuras de Lewis de las especies, $SiBr_4$, NF_4^+ y $BeCl_4^{2-}$ son:

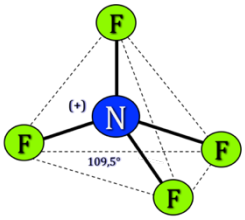


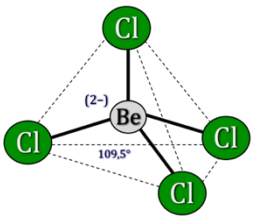




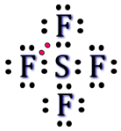
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, $SiBr_4$, NF_4^+ y $BeCl_4^{2-}$, son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

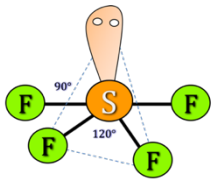






▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de azufre es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_4E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, con una disposición de bipirámide trigonal y geometría molecular de "balancín" debido a la presencia del par de electrones solitarios sobre el átomo de azufre.

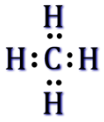
La respuesta correcta es la **c**.

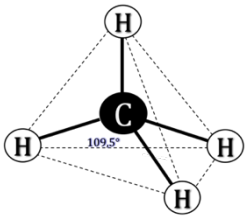
2.16. Para cuál o cuáles de las siguientes moléculas: CH_4; BCl_3; PF_5 y SF_6, los ángulos de enlace son:

	109,5°	120°	90°
a)	BCl_3	PF_5	SF_6
b)	CH_4	PF_5; BCl_3	SF_6
c)	CH_4	PF_5	SF_6; BCl_3
d)	SF_6	PF_5; BCl_3	CH_4

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

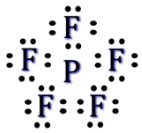
▪ La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

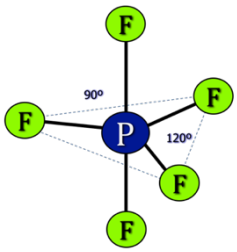




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica en la que los ángulos de enlace son de 109,5°.

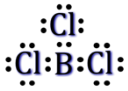
▪ La estructura de Lewis de la molécula de pentafluoruro de fósforo es:

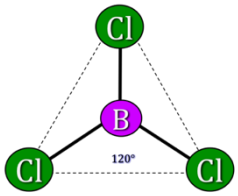




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV PF_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula AX_5, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición y geometría es bipirámide trigonal en la que los ángulos de enlace son de 120° entre los átomos del plano ecuatorial y de 90° entre estos últimos y los de los vértices tanto superior como inferior.

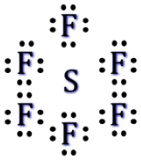
▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de boro es:

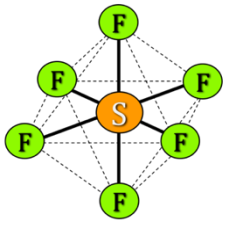




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular en la que los ángulos de enlace son de 120°.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de hexafluoruro de azufre es:





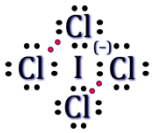
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula AX_6, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6, por lo que su disposición y geometría es octaédrica en la que los ángulos de enlace son de 90°.

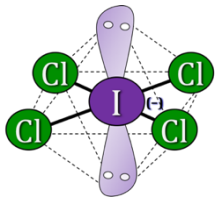
La respuesta correcta es la **b**.

2.17. El anión ICl_4^- presenta una geometría molecular:
a) Tetraédrica
b) Pirámide trigonal
c) Plano-cuadrada
d) Octaédrica
e) Pirámide cuadrada
f) Bipirámide trigonal

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009) (O.Q.L. País Vasco 2014) (O.Q.L. País Vasco 2016)

La estructura de Lewis del anión tetracloruroyodato (1–) es:





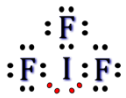
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ICl_4^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6, por lo que su disposición es octaédrica y su geometría molecular cuadrada plana ya que solo hay cuatro átomos unidos al átomo central.

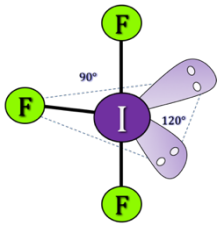
La respuesta correcta es la **c**.

2.18. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene geometría plana?
a) C_2H_4
b) PCl_5
c) IF_3
d) NH_3

(O.Q.L. Murcia 2004)

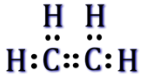
▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de yodo es:



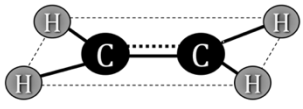


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el IF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría es "forma de T" (con todos los átomos en el mismo plano) ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

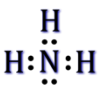
▪ La estructura de Lewis de la molécula de etileno es:



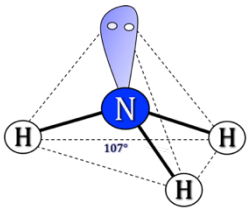
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo de carbono (central) se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:

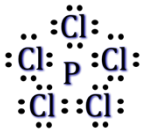


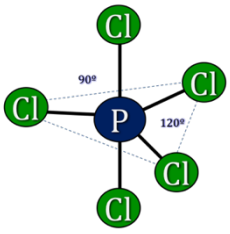
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo



central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de pentacloruro de fósforo es:

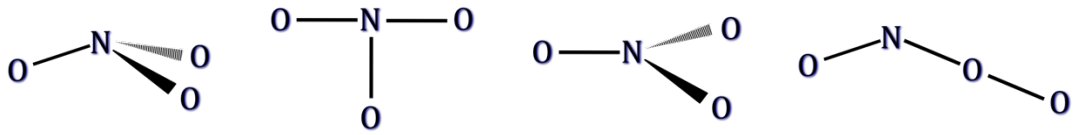




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición y geometría es bipirámide trigonal.

Las respuestas correctas son **a** y **c**.

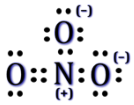
2.19. De las siguientes estructuras, indique cuál representa mejor la geometría del ion nitrato:

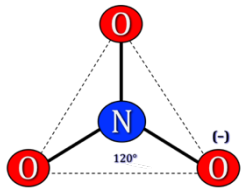


a) b) c) d)

(O.Q.L. Murcia 2005)

La estructura de Lewis del ion nitrato es:





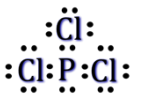
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular con ángulos de enlace de 120°.

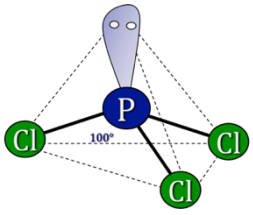
La respuesta correcta es la **c**.

2.20. ¿Cuál de los siguientes pares molécula/geometría no es correcta?
a) CO_2/angular
b) SiF_4/tetraédrica
c) PCl_3/pirámide trigonal
d) BCl_3/triangular plana
e) SF_6/octaédrica
f) Cl_2/lineal
g) H_2O/lineal

(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. Murcia 2012) (O.Q.L. Murcia 2017)

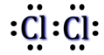
▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de fósforo es:





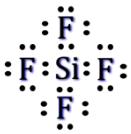
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría pirámide trigonal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

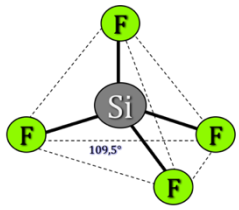
▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya que solo hay dos átomos.

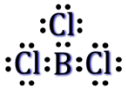
▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de silicio es:

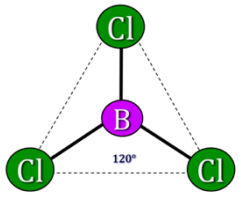




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SiF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

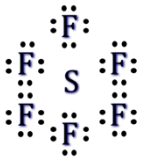
▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de boro es:

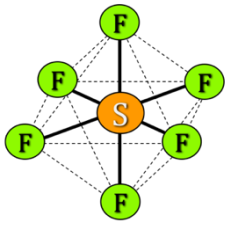




De acuerdo con el modelo RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

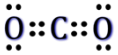
▪ La estructura de Lewis de la molécula de hexafluoruro de azufre es:



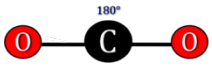


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_6, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6, por lo que su disposición y geometría es octaédrica.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



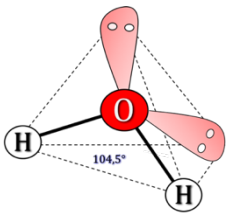
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

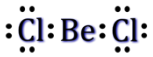


Las respuestas correctas son **a** y **g**.

2.21. Prediga la forma geométrica de las siguientes moléculas:
i) $BeCl_2$ ii) SO_3 iii) SiH_4 iv) NCl_3
a) i) angular; ii) pirámide trigonal; iii) tetraédrica; iv) triangular plana
b) i) lineal; ii) triangular plana; iii) tetraédrica; iv) pirámide trigonal
c) i) lineal; ii) pirámide trigonal; iii) tetraédrica; iv) pirámide trigonal
d) i) angular; ii) triangular plana; iii) tetraédrica; iv) pirámide trigonal

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

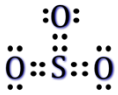
i) La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de berilio es:



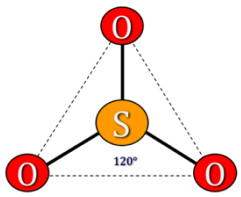
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $BeCl_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



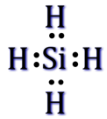
ii) La estructura de Lewis, considerando capa de valencia expandida, de la molécula de trióxido de azufre es:



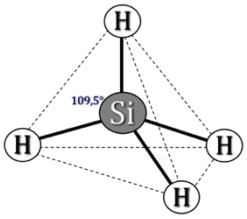
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.



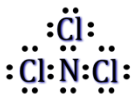
iii) La estructura de Lewis de la molécula de silano es:



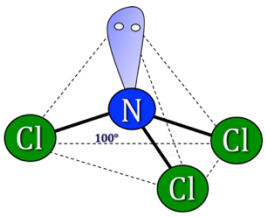
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SiH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



iv) La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de nitrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría pirámide triangular ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

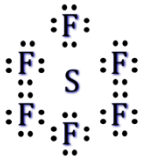


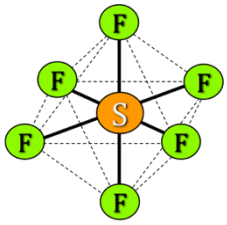
La respuesta correcta es la **b**.

2.22. En la molécula de SF_6 los ángulos de enlace son aproximadamente de:
a) 60°
b) 90°
c) 120°
d) 109,5°

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

La estructura de Lewis de la molécula de hexafluoruro de azufre es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_6, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6, por lo que su disposición y geometría es octaédrica en la que los ángulos de enlace son de 90°.

La respuesta correcta es la **b**.

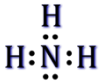
2.23. ¿Cuáles de las siguientes moléculas se espera que sean planas?

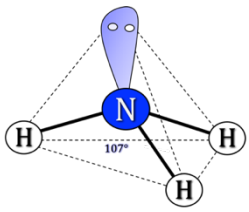
1) NH_3 2) BF_3 3) CH_4 4) SO_2

a) 1, 2 y 3
b) 2 y 3
c) 3 y 4
d) 2 y 4

(O.Q.L. País Vasco 2005)

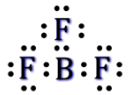
1. La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:

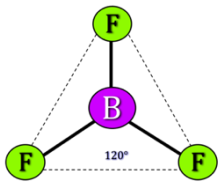




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

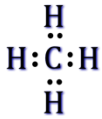
2. La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:

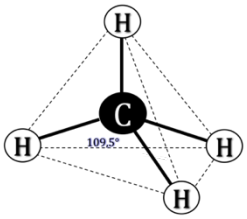




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

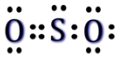
3. La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



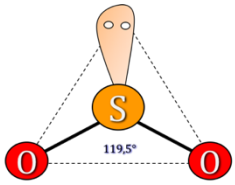


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

4. La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular y plana ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



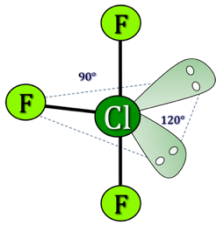
La respuesta correcta es la **d**.

2.24. ¿Cuál de las especies químicas: ClF_3, BF_3, ClO_3^-, SF_4 y $GeCl_4$, tiene todos sus ángulos de enlace de aproximadamente 120°?
a) SF_4
b) $GeCl_4$
c) BF_3
d) BF_3 y SF_4
e) ClF_3 y BF_3

(O.Q.N. Vigo 2006)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de cloro es:

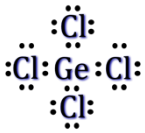


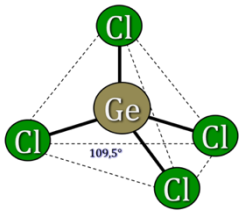


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF_3 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_3E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, con una disposición de bipirámide trigonal y geometría "forma de T" debido a los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de cloro.

Los ángulos de enlace F–Cl–F son aproximadamente de 90° y los del plano ecuatorial son menores de 120° debido a la fuerte repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de cloro.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de germanio es:

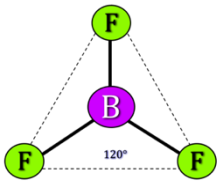




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $GeCl_4$ es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, con una disposición y geometría tetraédrica en la que todos los ángulos de enlace son de 109,5°.

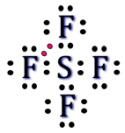
▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:

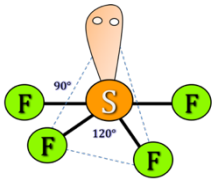




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, con una disposición y geometría triangular plana en la que todos los ángulos de enlace son de 120°.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de azufre es:

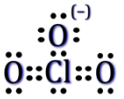


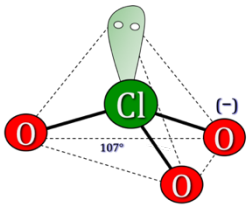


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_4E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, con una disposición de bipirámide trigonal y geometría "balancín" ya que solo hay cuatro ligandos unidos al

átomo central, en la que los ángulos de enlace son menores de 120° debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitario situado sobre el átomo de azufre.

▪ La estructura de Lewis del ion clorato es:





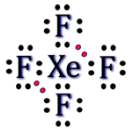
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClO_3^- es una especie que se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, con una disposición tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central, en la que todos los ángulos de enlace son menores de 109,5° debido a la repulsión ejercida por el par de electrones solitarios situado sobre el átomo de cloro.

La respuesta correcta es la **c**.

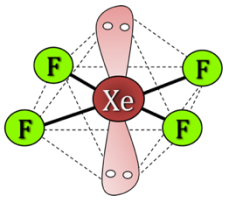
2.25. ¿Cuál de las siguientes especies químicas tiene forma tetraédrica?
a) SiF_4
b) PCl_4
c) XeF_4
d) BF_4^-
e) SF_4
f) PCl_4^+
g) SeF_4

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Sevilla 2010) (O.Q.L. Jaén 2018)

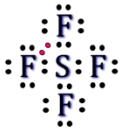
▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de xenón es:

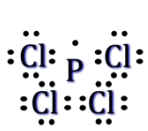


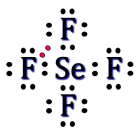
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_4 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_4E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6, con una disposición octaédrica y geometría cuadrada plana ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.



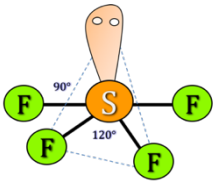
▪ Las estructuras de Lewis de los tetrafluoruros de azufre y de selenio y del tetracloruro de fósforo son:

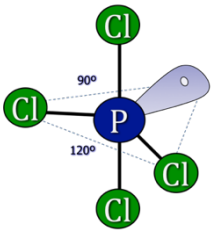


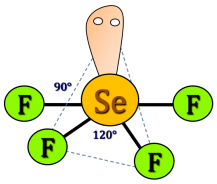




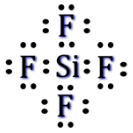
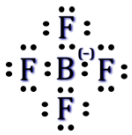
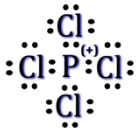
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SF_4, PCl_4 y SeF_4 son especies que se ajustan a la fórmula AX_4E, a las que corresponde un número estérico (m+n) = 5, con una disposición de bipirámide trigonal y geometría "balancín" ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.



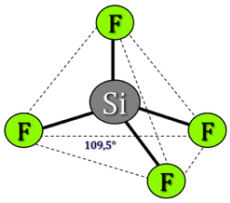


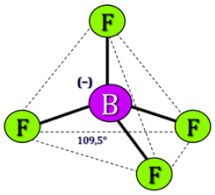


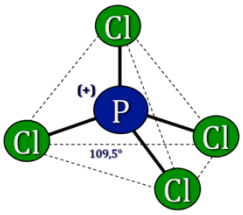
▪ Las estructuras de Lewis del tetrafluoruro de silicio, tetrafluoruroborano(1−) y tetraclorurofósforo(1+) son:

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SiF_4, BF_4^- y PCl_4^+ son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que todas tienen disposición y geometría tetraédrica.





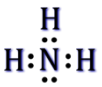


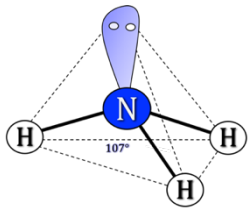
Las respuestas correctas son **a**, **d** y **f**.

2.26. ¿Cuál de las siguientes moléculas o iones presenta una geometría angular plana?
a) NH_3
b) NO_2^-
c) $BeCl_2$
d) CS_2

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Madrid 2012)

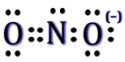
▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:

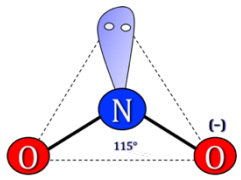




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

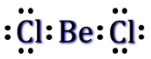
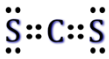
▪ La estructura de Lewis del ion nitrito es:



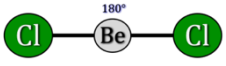


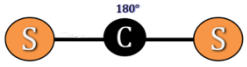
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular y plana ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

▪ Las estructuras de Lewis de las moléculas de dicloruro de berilio y disulfuro de carbono son:

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, $BeCl_2$ y CS_2 son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



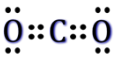


La respuesta correcta es la **b**.

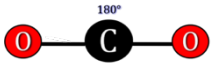
2.27. Seleccione la relación que exprese correctamente el orden creciente de los ángulos de enlace sobre el carbono para las especies químicas CO_2, H_2CO_3 y CCl_4:
a) CCl_4, H_2CO_3, CO_2
b) CO_2, CCl_4, H_2CO_3
c) CO_2, H_2CO_3, CCl_4
d) H_2CO_3, CCl_4, CO_2

(O.Q.L. Murcia 2007)

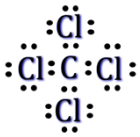
▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



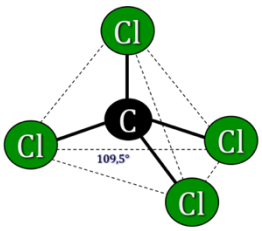
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal en la que los ángulos de enlace son de 180°.



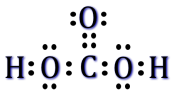
▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:



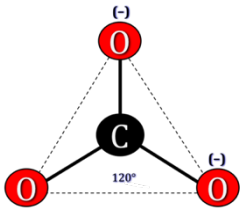
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica en la que los ángulos de enlace son de 109,5°.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de ácido carbónico es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2CO_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo de carbono se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular en la que los ángulos de enlace son de 120°.



El orden creciente de ángulos de enlace sobre el carbono es:

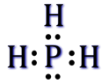
CCl_4 (109,5°) < H_2CO_3 (120°) < CO_2 (180°)

La respuesta correcta es la **a**.

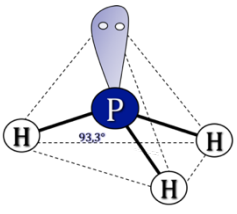
2.28. ¿Cuál de las siguientes especies tiene la misma forma geométrica que el fosfano, PH_3?
a) SO_3
b) NO_3^-
c) NH_3
d) BF_3

(O.Q.L. Madrid 2007)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de fosfano es:

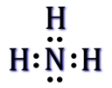


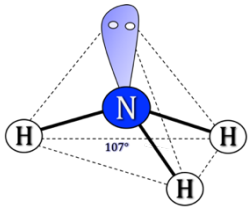
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central



se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

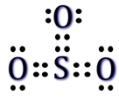
▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:

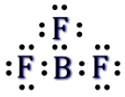


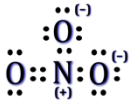


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

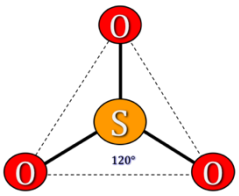
▪ Las estructuras de Lewis de las especies de trióxido de azufre, trifluoruro de boro e ion nitrato son:

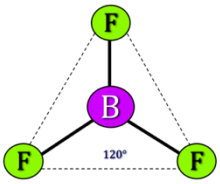


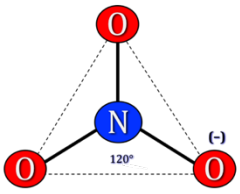




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_3, NO_3^- y BF_3 son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajustan a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, con una disposición y geometría triangular plana.





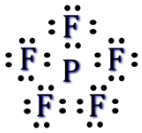


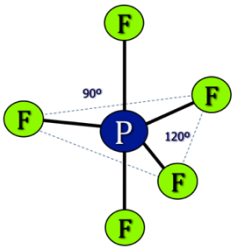
La respuesta correcta es la **c**.

2.29. ¿Cuál de las siguientes moléculas es plana?
a) PH_3
b) PF_5
c) SF_4
d) XeF_4

(O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Galicia 2013)

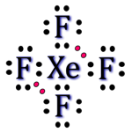
▪ La estructura de Lewis de la molécula de pentafluoruro de fósforo es:

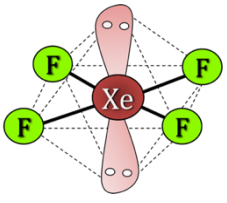




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PF_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición y geometría es bipirámide trigonal.

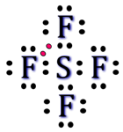
▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de xenón es:

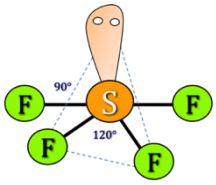




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6, por lo que su disposición es octaédrica y geometría cuadrada plana ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de azufre es:

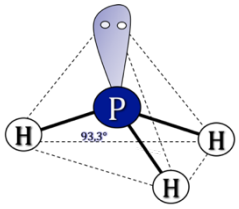




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_4E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, con una disposición de bipirámide trigonal y geometría "balancín" ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de fosfano es:





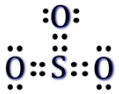
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

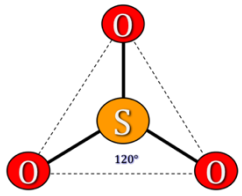
La respuesta correcta es la **d**.

2.30. El ángulo de enlace O–X–O en las especies SO_3, SO_4^{2-}, SO_3^{2-} y CO_2 varía según:
a) $CO_2 = SO_3 > SO_4^{2-} > SO_3^{2-}$
b) $CO_2 > SO_3 > SO_4^{2-} > SO_3^{2-}$
c) $CO_2 > SO_3 = SO_4^{2-} > SO_3^{2-}$
d) $CO_2 > SO_4^{2-} > SO_3 > SO_3^{2-}$
e) $CO_2 > SO_3 > SO_4^{2-} = SO_3^{2-}$

(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Galicia 2014) (O.Q.L. Madrid 2017)

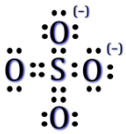
▪ La estructura de Lewis, considerando capa de valencia expandida, del trióxido de azufre es:

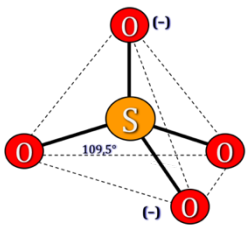




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana en la que los ángulos de enlace son de 120°.

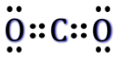
▪ La estructura de Lewis, considerando capa de valencia expandida, del ion sulfato es:

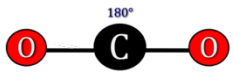




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_4^{2-} es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica en la que los ángulos de enlace son de 109,5°.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

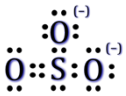


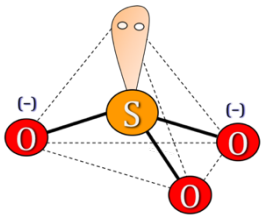


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo

central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal en la que los ángulos de enlace son de 180°.

▪ La estructura de Lewis del ion sulfito es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_3^{2-} es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central. Los ángulos de enlace son algo menores de 109,5° debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitarios que hay sobre el átomo de azufre.

El orden decreciente de ángulos de enlace es:

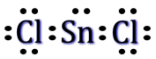
$$CO_2\ (180°) > SO_3\ (120°) > SO_4^{2-}\ (109{,}5°) > SO_3^{2-}\ (< 109{,}5°)$$

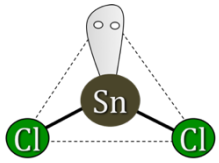
La respuesta correcta es la **b**.

2.31. La geometría de las especies $SnCl_2$, NH_3, CH_4, ICl_4^-, NO_3^- es:
a) Angular, piramidal, piramidal, tetraédrica, triangular
b) Lineal, piramidal, tetraédrica, cuadrado plana, piramidal
c) Angular, piramidal, tetraédrica, cuadrado plana, triangular
d) Angular, triangular, tetraédrica, tetraédrica, triangular
e) Angular, piramidal, tetraédrica, tetraédrica, piramidal

(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

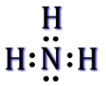
▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de estaño es:

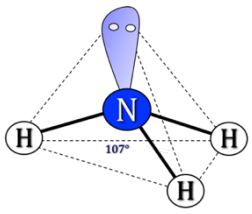




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $SnCl_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y geometría angular ya que solo hay dos átomos unidos al átomo central.

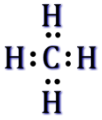
▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:

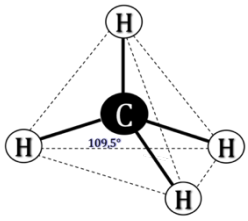




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

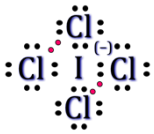
▪ La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

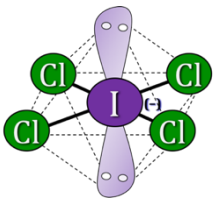




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

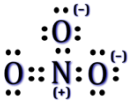
▪ La estructura de Lewis del ion tetracloruroborano(1–) es:

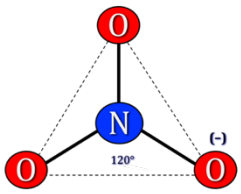




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ICl_4^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6, por lo que su disposición es octaédrica y geometría cuadrado plana ya que solo hay cuatro átomos unidos al átomo central.

▪ La estructura de Lewis del ion nitrato es:





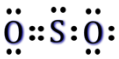
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.

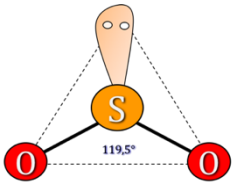
La respuesta correcta es la **c**.

2.32. De las siguientes moléculas señale aquella que tiene geometría triangular:
a) SO_2
b) BF_3
c) NH_3
d) CO_2

(O.Q.L. Murcia 2008)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:

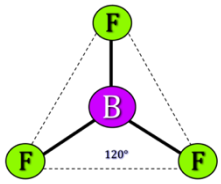




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

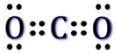
▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:

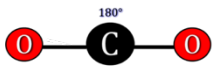




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.

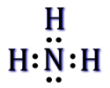
▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

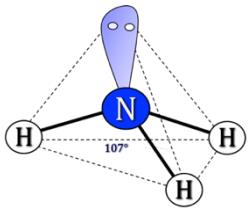




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:





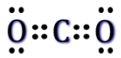
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

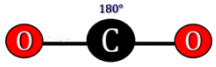
La respuesta correcta es la **b**.

2.33. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?
a) La molécula de dióxido de carbono es lineal.
b) La molécula de amoníaco es piramidal.
c) La molécula de metano es tetraédrica.
d) La molécula de dióxido de azufre es lineal.

(O.Q.L. La Rioja 2008)

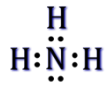
a) Verdadero. La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

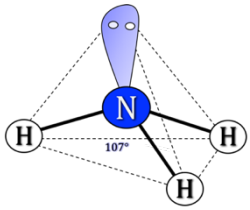




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

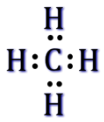
b) Verdadero. La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:

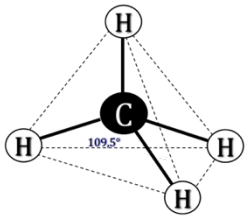




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

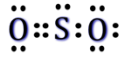
c) Verdadero. La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

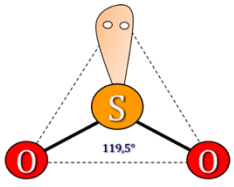




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

d) **Falso**. La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:





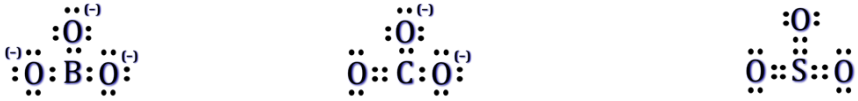
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

La respuesta correcta es la **d**.

2.34. Los aniones borato, carbonato y la molécula de trióxido de azufre tienen:
a) Mismo número de átomos, igual carga y tres enlaces sencillos elemento-oxígeno.
b) Estructura plana, mismo número de electrones, diferente orden de enlace elemento-oxígeno.
c) Estructura plana, mismo número de átomos, diferente número de electrones.
d) Diferente estructura, igual número de átomos, igual número de electrones.

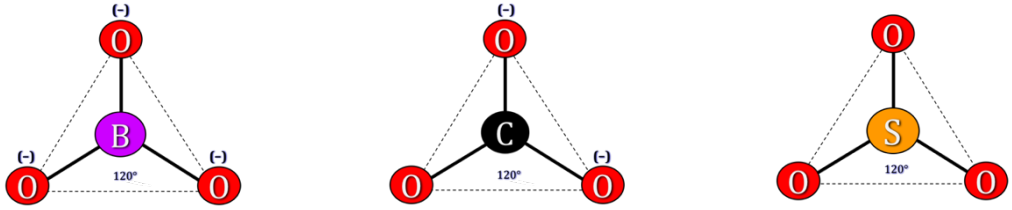
(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Las estructuras de Lewis de los iones borato, carbonato y de la molécula de trióxido de azufre son:



Las tres especies poseen 4 átomos y 24 electrones en su capa de valencia.

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, BO_3^{3-}, CO_3^{2-} y SO_3 son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana en la que los ángulos de enlace son de 120°.



Las tres especies tienen diferente orden de enlace X−O:

- orden 1 (todos los enlaces sencillos) en el BO_3^{3-}
- orden 1⅓ (dos enlaces sencillos y uno doble) en el CO_3^{2-}
- orden 2 (una de las estructuras resonantes con todos los enlaces dobles) en el SO_3

La respuesta correcta es la **b**.

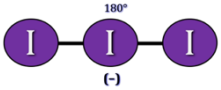
2.35. ¿Cuál de las siguientes moléculas no es lineal?
1. CO_2 2. I_3^- 3. N_2O 4. C_2H_2 5. SiO_2
a) 2
b) 1 y 2
c) 2 y 3
d) 3
e) 5

(O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.N. Alcalá 2016)

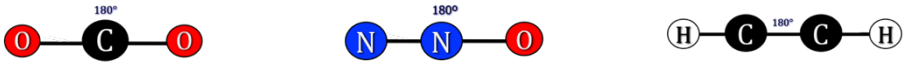
Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



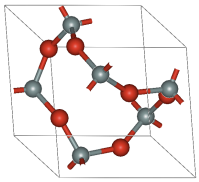
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el I_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición es bipirámide trigonal y geometría lineal ya que solo hay dos átomos unidos al átomo central.



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, CO_2, N_2O y C_2H_2 son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a las que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



▪ El caso del SiO_2 es completamente distinto ya que, aunque se trata de una sustancia en la que existen enlaces covalentes entre los átomos de silicio y oxígeno, no forma moléculas sino una red covalente en la que cada átomo de silicio (color gris) se encuentra unido a cuatro átomos de oxígeno (color rojo).



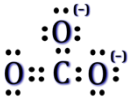
La respuesta correcta es la **e**.

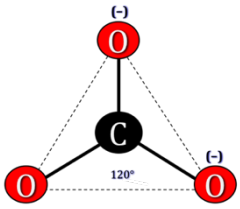
(En la cuestión propuesta en Alcalá 2016 omiten CO_2 y cambian N_2O por NO_2 por lo que en esa olimpiada no hay ninguna respuesta correcta).

2.36. Los ángulos de enlace O—C—O en el ion carbonato (CO_3^{2-}) son aproximadamente:
a) Todos de 120°
b) Todos de 180°
c) Todos de 109,5°
d) Todos de 90°
e) Dos de 90° y uno de 180°
f) Menor que 109,5°

(O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. Castilla y León 2018)

La estructura de Lewis del ion carbonato es:





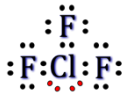
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_3^{2-} es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana en la que los ángulos de enlace son de 120°.

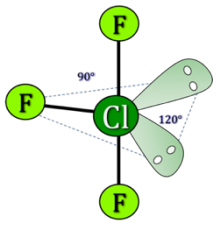
La respuesta correcta es la **a**.

2.37. ¿Cuál es la forma de una molécula de ClF_3?
a) Triangular plana
b) Piramidal trigonal
c) En forma de T
d) Tetraédrica

(O.Q.L. La Rioja 2010) (O.Q.L. La Rioja 2014)

La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de cloro es:





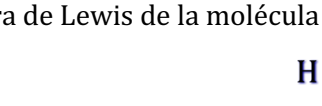
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF_3 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_3E_2 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5 con una disposición de bipirámide trigonal y geometría "forma de T" debido a la presencia de dos pares de electrones solitarios sobre el átomo de cloro, con ángulos de enlace aproximados de 90° y 120°.

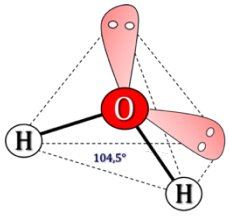
La respuesta correcta es la **c**.

2.38. ¿En qué serie están las moléculas ordenadas según un ángulo de enlace creciente?
a) H_2O, NH_3, CH_4
b) CH_4, NH_3, H_2O
c) H_2O, CH_4, NH_3
d) NH_3, CH_4, H_2O

(O.Q.L. La Rioja 2010)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:

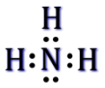


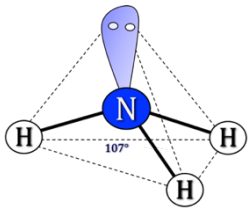


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Los ángulos de enlace son menores de 109,5° debido a la fuerte repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios existentes sobre el átomo de oxígeno.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:

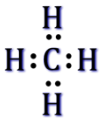


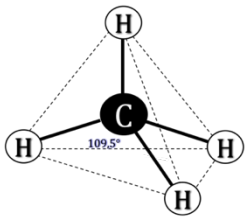


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Los ángulos de enlace son algo menores de 109,5° debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitarios existente sobre el átomo de nitrógeno.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de metano es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica en la que los ángulos de enlace son de 109,5°.

El orden creciente de ángulos de enlace es:

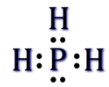
$$H_2O < NH_3 < CH_4$$

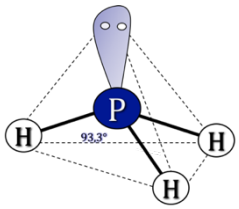
La respuesta correcta es la **a**.

2.39. ¿Cuál de las siguientes moléculas se espera que sea plana?
1. PH_3 2. BF_3 3. CH_4 4. H_2O
a) 1, 2 y 4
b) 2 y 3
c) 1 y 2
d) 2 y 4
e) 2

(O.Q.L. País Vasco 2010)

1. La estructura de Lewis de la molécula de fosfano es:

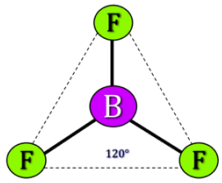




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

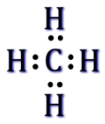
2. La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:

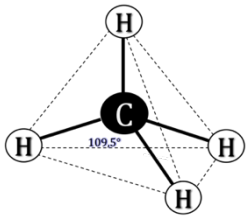




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

3. La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

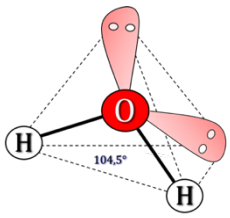




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

4. La estructura de Lewis de la molécula de agua es:





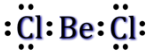
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

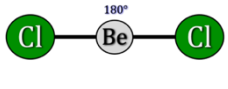
La respuesta correcta es la **e**.

2.40. La geometría de las especies $BeCl_2$, CH_4, H_2O y NO_3^- es, respectivamente:
a) Angular, tetraédrica, angular, triangular.
b) Lineal, tetraédrica, angular, cuadrado plana.
c) Lineal, tetraédrica, angular, triangular.
d) Angular, tetraédrica, triangular, triangular plana.

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

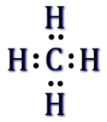
▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de berilio es

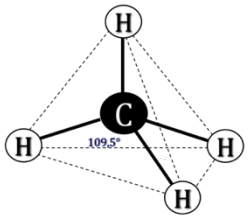




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $BeCl_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

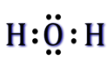
▪ La estructura de Lewis de la molécula de metano es

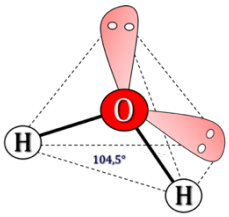




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

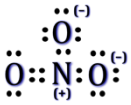
▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es

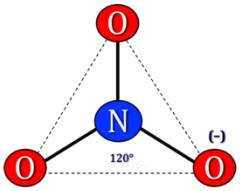




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

▪ La estructura de Lewis del ion nitrato es:



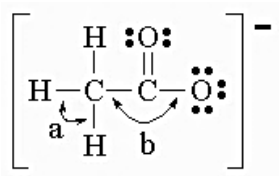


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.

La respuesta correcta es la **c**.

2.41. ¿Cuáles son los valores aproximados de los ángulos de enlace a y b, en el ion acetato que se muestra a continuación?

	a	b
a)	~90°	~90°
b)	~109°	~109°
c)	~109°	~120°
d)	~120°	~109°
e)	~90°	~180°



(O.Q.N. Valencia 2011)

▪ El átomo de carbono que tiene todos los enlaces sencillos presenta hibridación sp^3, por lo que todos los ángulos de enlace son de, aproximadamente, 109°.

▪ El átomo de carbono que tiene el enlace doble presenta hibridación sp^2, por lo que todos los ángulos de enlace son de, aproximadamente, 120°.

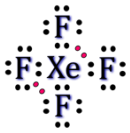
La respuesta correcta es la **c**.

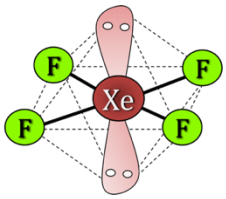
2.42. ¿Cuántos pares de electrones rodean al xenón y cuál es la geometría molecular de la molécula de XeF_4?

a) 4, plana
b) 4, piramidal
c) 6, plana
d) 6, piramidal
e) 6, octaédrica

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Murcia 2012)

La estructura de Lewis de la molécula tetrafluoruro de xenón es:





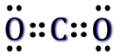
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6, por lo que su disposición es octaédrica y geometría cuadrada plana ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.

La respuesta correcta es la **c**.

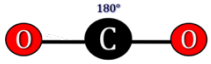
2.43. ¿Cuál de las siguientes moléculas presentará una geometría triangular plana?
a) PF_3
b) CO_2
c) SeO_2
d) BCl_3

(O.Q.L. La Rioja 2011)

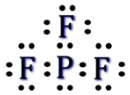
▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

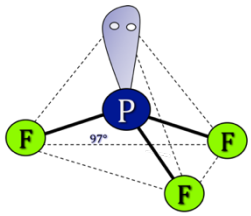


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



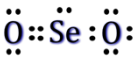
▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de fósforo es:

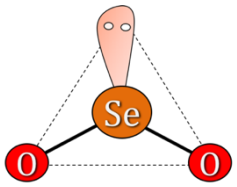




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

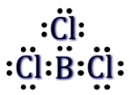
▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de selenio es:

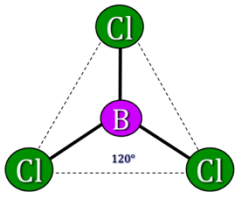




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SeO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de boro es:





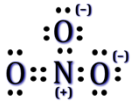
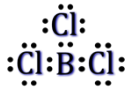
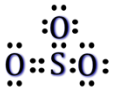
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.

La respuesta correcta es la **d**.

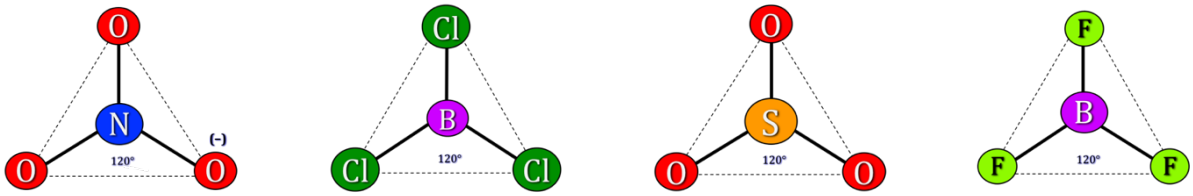
2.44. ¿Cuál de las siguientes especies no presentará una geometría triangular plana?
a) NO_3^-
b) BCl_3
c) SO_3
d) BF_3
e) ICl_3

(O.Q.L. Valencia 2011)

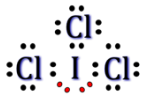
▪ Las estructuras de Lewis de las especies NO_3^-, BCl_3, SO_3 y BF_3 son:

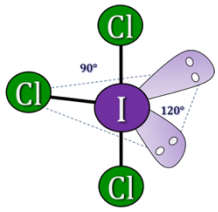





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, NO_3^-, BCl_3, SO_3 y BF_3 son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de yodo es:





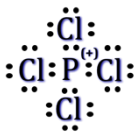
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ICl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría "forma de T" debido a la presencia de dos pares de electrones solitarios sobre el átomo de yodo.

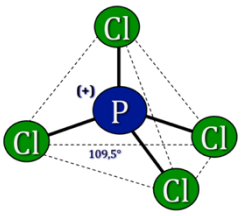
La respuesta correcta es la **e**.

2.45. La geometría molecular del ion PCl_4^+ es:
a) Cúbica
b) Octaédrica
c) Cuadrada
d) Bipiramidal trigonal
e) Tetraédrica

(O.Q.N. El Escorial 2012)

La estructura de Lewis del ion tetraclorurofósforo(1+) es:





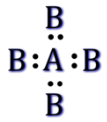
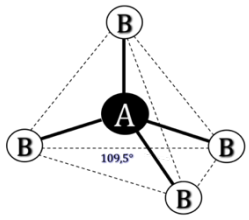
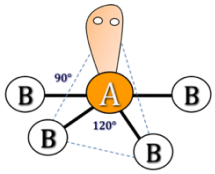
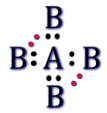
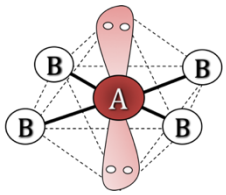
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_4^+ es un ion que se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

La respuesta correcta es la **e**.

2.46. Indique la respuesta correcta. Todas las moléculas de fórmula AB_4 son:
a) Cuadradas planas (A en el centro y B en los vértices del cuadrado).
b) Tetraédricas (A en el centro y B en los vértices del tetraedro).
c) Piramidales (A en el centro y B en los vértices de la pirámide).
d) Ninguna de las anteriores es correcta.

(O.Q.L. Valencia 2012)

De acuerdo con el modelo RPECV, las moléculas con fórmula AB_4 se pueden clasificar en los tipos:

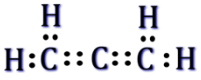
Tipo	Estructura de Lewis	Número estérico	Disposición	Geometría
AB_4		4	Tetraédrica	 Tetraédrica
AB_4E		5	Bipirámide trigonal	 Balancín
AB_4E_2		6	Bipirámide cuadrada	 Cuadrada plana

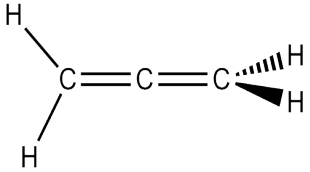
La respuesta correcta es la **d**.

2.47. ¿Qué afirmación describe mejor la estructura de la molécula de aleno, $H_2C{=}C{=}CH_2$?
a) Los átomos de carbono forman un ángulo de 120° y los átomos de H se encuentran en el mismo plano que los de C.
b) Los átomos de carbono forman un ángulo de 120° y los átomos de H se encuentran en un plano perpendicular a los de C.
c) Los átomos de carbono forman un ángulo de 180° y los cuatro átomos de H se encuentran en el mismo plano que los de C.
d) Los átomos de carbono forman un ángulo de 180° y los dos grupos CH_2 son perpendiculares entre sí.

(O.Q.L. Madrid 2012)

La estructura de Lewis de la molécula de aleno es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV cada uno de los carbonos de los extremos tiene una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios a su alrededor que se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3 por lo que su disposición es triangular plana, con ángulos de 120°, mientras que el átomo de carbono del centro se ajusta a la fórmula AX_2, por lo que

los tres átomos de carbono se encuentran en la misma línea con ángulo entre ellos de 180°, sin embargo, los grupos CH_2 son perpendiculares entre sí debido a la existencia de los dos dobles enlaces consecutivos.

La respuesta correcta es la **d**.

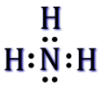
2.48. ¿Cuáles de las siguientes moléculas se espera que sean planas?

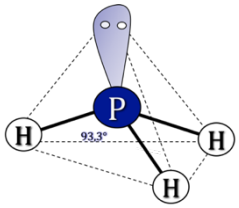
1. NH_3 2. BF_3 3. CH_4 4. XeF_4

a) 1, 2 y 3
b) 2 y 3
c) 2 y 4
d) 3 y 4

(O.Q.L. País Vasco 2012)

1. La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:

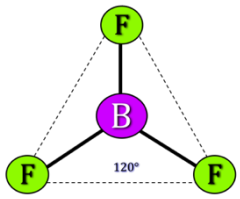




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

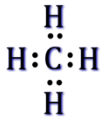
2. La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:

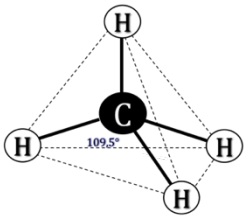




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

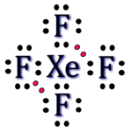
3. La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

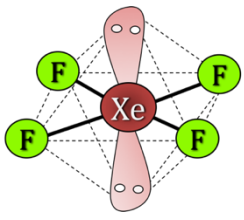




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

4. La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de xenón es:





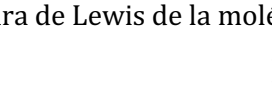
De acuerdo con el modelo RPECV el XeF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es octaédrica y geometría cuadrada plana ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.

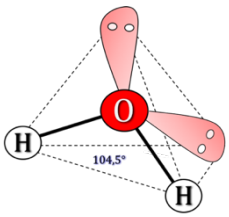
La respuesta correcta es la **c**.

2.49. ¿Qué especie presenta un ángulo de enlace mayor?
a) I_3^-
b) H_2O
c) OF_2
d) SiH_4
e) O_3
f) HCN
g) Todas tienen el mismo ángulo de enlace.

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Valencia 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2014) (O.Q.L. Valencia 2014) (O.Q.L. Galicia 2015) (O.Q.L. Jaén 2016) (O.Q.L. Murcia 2020)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



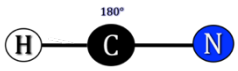


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría angular ya que solo hay dos átomos unidos al átomo central.

El ángulo de enlace es menor de 109,5° debido a la fuerte repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios existentes sobre el átomo de oxígeno.

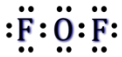
▪ La estructura de Lewis de la molécula de cianuro de hidrógeno es:

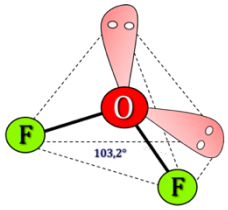




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCN es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2 por lo que su disposición y geometría es lineal y el ángulo de enlace de 180°.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de oxígeno es:

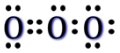


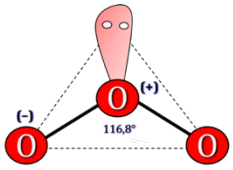


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el OF_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría angular ya que solo hay dos átomos unidos al átomo central.

El ángulo de enlace es menor de 109,5° debido a la fuerte repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios existentes sobre el átomo de oxígeno.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de ozono es:

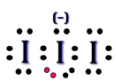


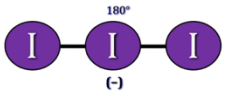


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el O_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y geometría angular ya que solo existen dos átomos unidos al átomo central.

El ángulo de enlace es menor de 120° debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitarios existente sobre el átomo de oxígeno central.

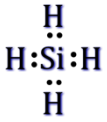
▪ La estructura de Lewis del ion triyoduro es:

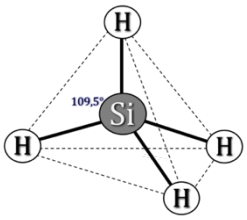




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el I_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y geometría lineal ya que solo hay dos átomos unidos al átomo central y el ángulo de enlace de 180°.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de silano es:





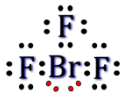
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SiH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica en la que los ángulos de enlace son de 109,5°.

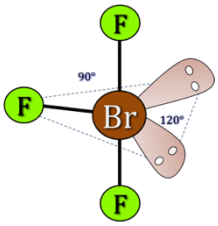
Las respuestas correctas son **a** y **f**.

2.50. ¿Cuál es la geometría molecular del BrF_3?
a) Tetraédrica
b) En forma de T
c) Triangular plana
d) Pirámide trigonal

(O.Q.L. Madrid 2013)

La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de bromo es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BrF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, con una disposición de bipirámide trigonal y geometría "forma de T", debido a la presencia de dos pares de electrones solitarios sobre el átomo de bromo, en la que los ángulos de enlace son de, aproximadamente, 90° y 120°.

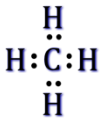
La respuesta correcta es la **b**.

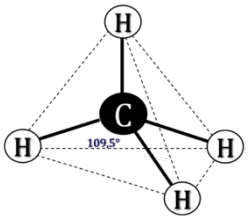
2.51. Entre las siguientes moléculas: C_2H_2, H_2O_2, CH_4, XeF_4, BF_3 y NH_3, hay una lineal, otra tetraédrica y otra triangular. Señale la respuesta correcta.

	lineal	tetraédrica	triangular
a)	C_2H_2	XeF_4	NH_3
b)	C_2H_2	CH_4	BF_3
c)	H_2O_2	XeF_4	NH_3
d)	H_2O_2	XeF_4	NH_3
e)	C_2H_2	CH_4	NH_3

(O.Q.L. Valencia 2013)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

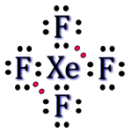


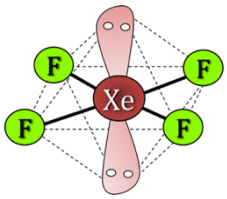


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo

central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

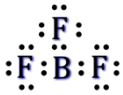
▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de xenón es:

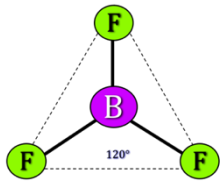




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6, por lo que su disposición es octaédrica y geometría cuadrada plana ya que solo existen cuatro ligandos unidos al átomo central.

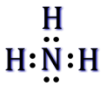
▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:

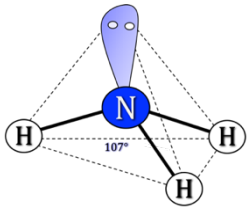




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.

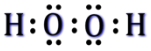
▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:



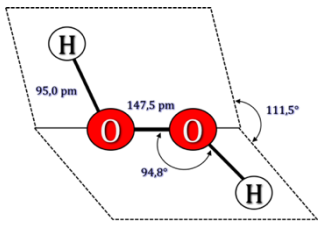


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo existen tres átomos unidos al átomo central.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de peróxido de hidrógeno es:



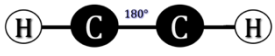
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo de cada átomo de oxígeno (central) se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que la disposición alrededor de cada átomo de oxígeno es tetraédrica y geometría "forma de libro" ya que solo hay un átomo hidrógeno unido a cada átomo de oxígeno en planos diferentes.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de acetileno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

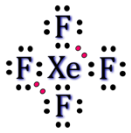


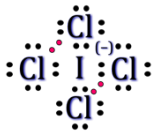
La respuesta correcta es la **b**.

2.52. ¿Cuál de las siguientes especies no presentará una geometría plana?
a) SF_4
b) ClF_3
c) BCl_3
d) XeF_4
e) ICl_4^-

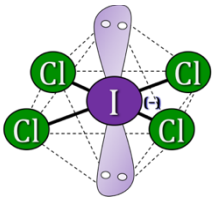
(O.Q.L. Valencia 2013)

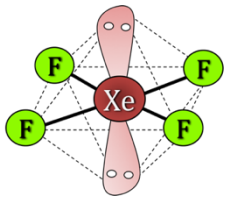
▪ Las estructuras de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de xenón y del ion tetracloruroyodato (1–) son:



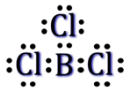


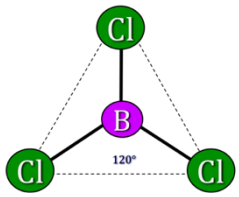
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, ICl_4^- y XeF_4 son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6, por lo que su disposición es de bipirámide cuadrada y geometría es cuadrada plana ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central su.





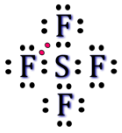
▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de boro es:

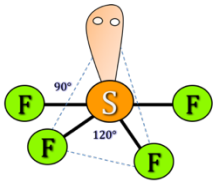




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de azufre es:

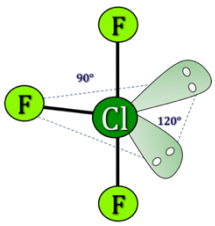




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y geometría "balancín" en la que todos los átomos no están en el mismo plano ya que solo hay unidos cuatro ligandos al átomo central.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de cloro es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E_2 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5 por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y como solo hay tres ligandos unidos al átomo central su geometría es "forma de T" en la que todos los átomos están en el mismo plano.

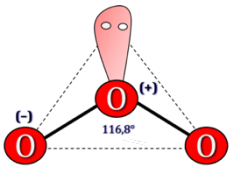
La respuesta correcta es la **a**.

2.53. ¿Cuál es la forma geométrica del ozono, O_3?
a) Triangular
b) Angular
c) Piramidal
d) Lineal

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

La estructura de Lewis de la molécula de ozono es:





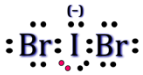
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el O_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3 por lo que su disposición es triangular y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

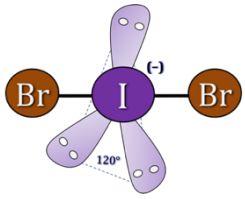
La respuesta correcta es la **b**.

2.54. ¿Cuál es la geometría del ion IBr_2^-?
a) Lineal
b) Angular, con un ángulo de enlace de 90°.
c) Angular, con un ángulo de enlace de 109°.
d) Angular, con un ángulo de enlace de 120°.

(O.Q.L. País Vasco 2013)

La estructura de Lewis del ion dibromuroyodato(1−) es:





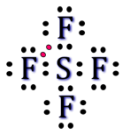
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el IBr_2^- es un ion que se ajusta a la fórmula AX_2E_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, con una disposición de bipirámide trigonal y geometría lineal ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

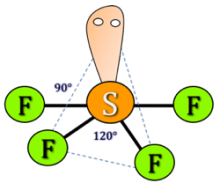
La respuesta correcta es la **a**.

2.55. Usando el modelo de repulsión de pares de electrones de valencia (TRPEV), se puede decir que la estructura molecular que mejor describe al SF_4 es:
a) Lineal
b) Plano cuadrada
c) Tetraédrica
d) Pirámide triangular
e) Pirámide cuadrada
f) Bipirámide trigonal
g) Tetraédrica distorsionada
h) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. Oviedo 2014) (O.Q.N. Salamanca 2018)

La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de azufre es:





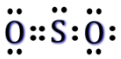
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5 por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y geometría "balancín" ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.

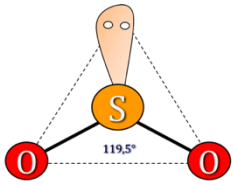
La respuesta correcta es la **h**.

2.56. La estructura de la molécula de SO_2 es:
a) O–S–O Angular
b) S–O–O Lineal
c) S–O–O Angular
d) O–S–O Lineal
e) S–O–O Cíclica

(O.Q.N. Oviedo 2014)

La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:





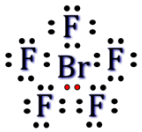
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

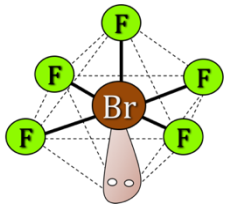
La respuesta correcta es la **a**.

2.57. La geometría molecular de la molécula de BrF_5 es:
a) Bipirámide trigonal
b) Octaédrica
c) Pirámide de base cuadrada distorsionada
d) Pentagonal plana

(O.Q.L. Valencia 2014) (O.Q.L. Sevilla 2018)

La estructura de Lewis de la molécula de pentafluoruro de bromo es:





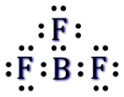
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BrF_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6, por lo que su disposición es octaédrica y geometría pirámide de base cuadrada distorsionada ya que solo hay cinco ligandos unidos al átomo central.

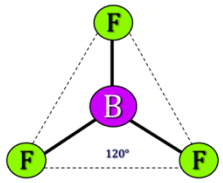
La respuesta correcta es la **c**.

2.58. El trifluoruro de boro es una molécula cuya forma geométrica es:
a) Lineal
b) Plana triangular
c) Tetraédrica
d) Piramidal
e) Cuadrangular
f) Forma de T

(O.Q.L. Castilla y León 2014) (O.Q.L. Madrid 2014) (O.Q.L. Valencia 2016)

La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:





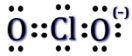
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

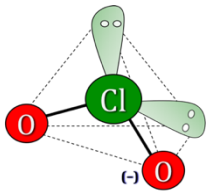
La respuesta correcta es la **b**.

2.59. La geometría molecular del anión clorito, ClO_2^-, es:
a) Lineal
b) Angular
c) Tetraédrica
d) Pirámide trigonal
e) Triangular
f) La especie no existe

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014) (O.Q.L. Castilla y León 2016)

La estructura de Lewis del ion clorito es:





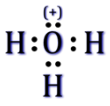
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClO_2^- es un ion cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

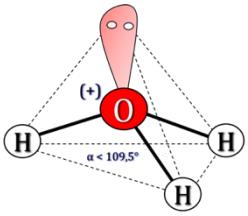
La respuesta correcta es la **b**.

2.60. ¿Cuál de las siguientes moléculas o iones no presenta geometría tetraédrica?
a) H_3O^+
b) SF_4
c) $AlCl_4^-$
d) CF_4

(O.Q.L. La Rioja 2014)

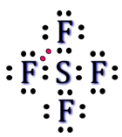
▪ La estructura de Lewis del ion oxidanio es:

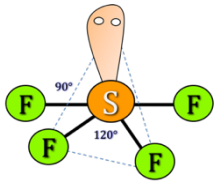




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_3O^+ es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de azufre es:

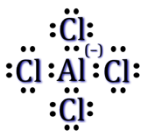


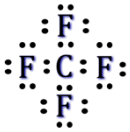


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5,

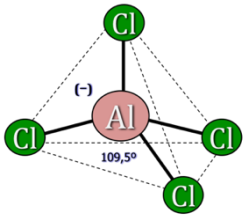
por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y geometría "balancín" ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.

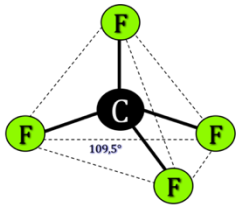
▪ Las estructuras de Lewis de las especies tetracloruroaluminato(1−) y tetrafluoruro de carbono son:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, $AlCl_4^-$ y CF_4 son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



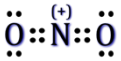


Las respuestas correctas son **a** y **b**.

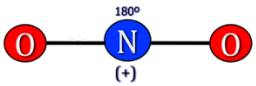
2.61. ¿Cuál es la especie, entre las siguientes, que presenta el mayor ángulo de enlace?
a) NO_2^+
b) NO_2
c) NO_2^-
d) NO_3^-
e) NO_4^{3-}

(O.Q.L. País Vasco 2014)

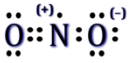
▪ La estructura de Lewis del ion dioxidonitrógeno(1+) es:



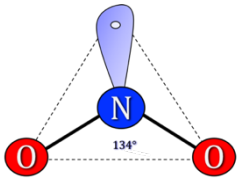
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2^+ es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal con un ángulo de enlace de 180°.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de nitrógeno es:

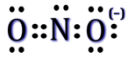


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

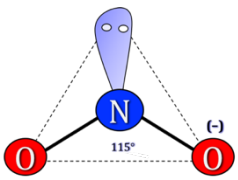


El ángulo de enlace es algo menor de 120° debido a la repulsión que provoca el electrón desapareado que hay sobre el átomo de nitrógeno.

▪ La estructura de Lewis del ion nitrito es:

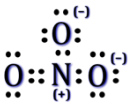


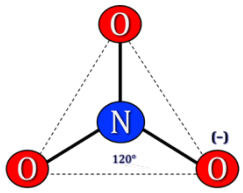
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



El ángulo de enlace es algo menor de 120° debido a la repulsión que provoca par de electrones solitarios que hay sobre el átomo de nitrógeno.

▪ La estructura de Lewis del ion nitrato es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3 por lo que su disposición y geometría es triangular plana en la que los ángulos de enlace son de 120°.

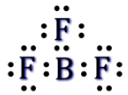
▪ La especie NO_4^{3-} no puede existir ya que implicaría que el átomo de nitrógeno se rodease de más de ocho electrones, lo que no es posible para un elemento del segundo periodo.

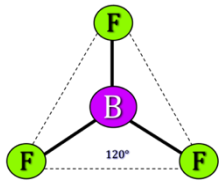
La respuesta correcta es la **a**.

2.62. ¿En cuál de las siguientes moléculas es menor el ángulo de enlace F–X–F:
a) BF_3
b) CF_4
c) NF_3
d) OF_2

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

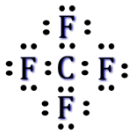
▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:

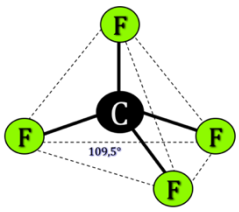




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana en la que los ángulos de enlace de 120°.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de carbono es:

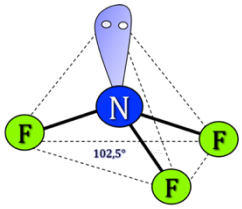




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica en la que los ángulos de enlace son de 109,5°.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de nitrógeno es:

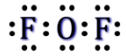


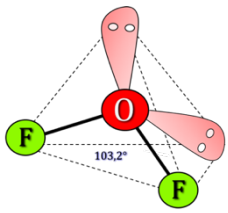


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Los ángulos de enlace son menores de 109,5° debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitarios situado sobre el átomo de nitrógeno.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de oxígeno es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el OF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

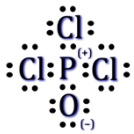
El ángulo de enlace es inferior a 109,5° debido a la repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de oxígeno.

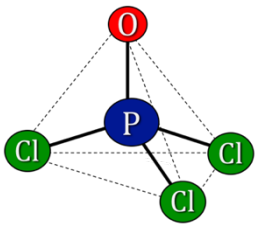
La respuesta correcta es la **d.**

2.63. La forma geométrica de la molécula $POCl_3$ es:
a) Cuadrada plana
b) Tetraédrica
c) Triangular
d) Piramidal

(O.Q.L. Castilla y León 2015) (O.Q.L. Galicia 2015)

La estructura de Lewis de la molécula de triclorurooxidofósforo es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $POCl_3$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

La respuesta correcta es la **b**.

2.64. Según el MRPECV, ¿cuál de las siguientes especies tiene todos los átomos en el mismo plano?
1: CH_3^+ **2: CH_3^-**
a) Solo la 1
b) Solo la 2
c) Tanto 1 como 2
d) Ninguna de las dos

(O.Q.L. Castilla y León 2015) (O.Q.L. La Rioja 2015)

Las estructuras de Lewis de ambas especies son:



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV la especie 1 tiene una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central que se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y su geometría es triangular con todos los átomos en el mismo plano.

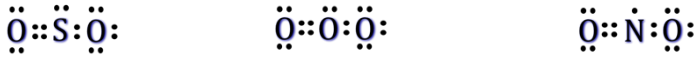
▪ La especie 2 tiene una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central que se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres átomos unidos al átomo central.

La respuesta correcta es la **a**.

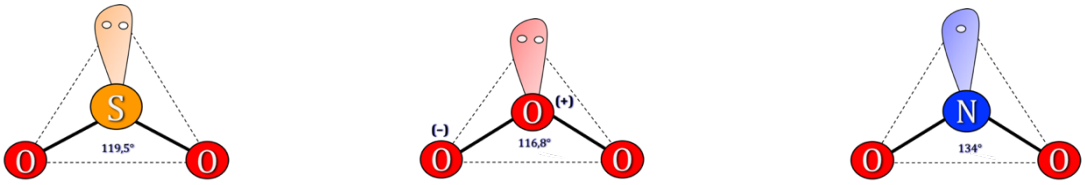
2.65. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta geometría lineal?
a) SO_2
b) CS_2
c) O_3
d) NO_2

(O.Q.L. Valencia 2015)

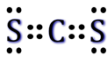
▪ Las estructuras de Lewis de las moléculas de dióxido de azufre, ozono y dióxido de nitrógeno son:



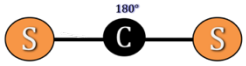
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_2, O_3 y NO_2, son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de disulfuro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CS_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



La respuesta correcta es la **b**.

2.66. Dos especies alotrópicas del oxígeno son el oxígeno molecular, O_2, y el ozono, O_3. Ambas moléculas cumplen la regla del octeto, adquiriendo todos los átomos de oxígeno la configuración de gas noble en ambas moléculas. De las siguientes afirmaciones, una de ellas es falsa:
a) La geometría del O_2 es lineal.
b) La geometría del O_3 es angular.
c) Según la estructura de Lewis, el átomo central en el ozono tiene carga nula.
d) El orden de enlace en la molécula de O_2 es 2.
e) La molécula de ozono puede describirse a través de dos estructuras resonantes.

(O.Q.L. País Vasco 2015)

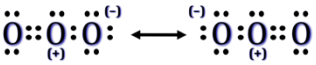
▪ El oxígeno molecular o dioxígeno es una sustancia cuya estructura de Lewis es:



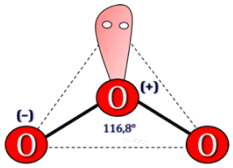
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el O_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es lineal ya que está formada por solo dos átomos.

El orden de enlace es 2 ya que ambos átomos están unidos por dos pares de electrones.

▪ El ozono es una sustancia que presenta resonancia y su estructura de Lewis es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el O_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3,



por lo que su disposición es triangular y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

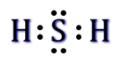
El orden de enlace es 1½ ya que esta molécula presenta resonancia y uno de los pares de electrones enlazantes está repartido entre los átomos de oxígeno.

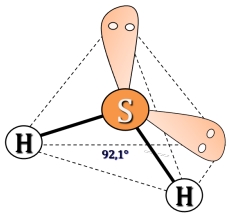
La respuesta correcta es la **c**.

2.67. En base a la geometría molecular, ¿cuál de las siguientes opciones es la correcta?
a) H_2S: lineal
b) CO_2: lineal
c) SiH_4: pirámide trigonal
d) AsH_3: plana triangular

(O.Q.L. Murcia 2015)

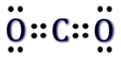
▪ La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de dihidrógeno es:

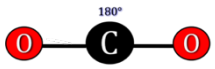




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría angular ya que hay solo dos ligandos unidos al átomo central.

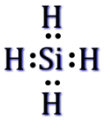
▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

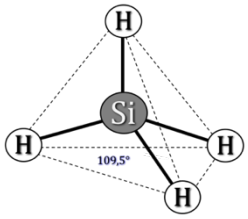




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

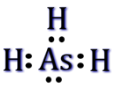
▪ La estructura de Lewis de la molécula de silano es:

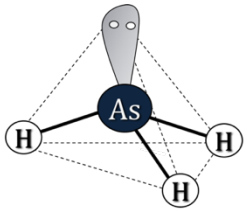




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SiH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de arsano es:





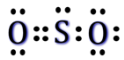
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el AsH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

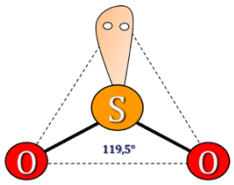
La respuesta correcta es la **b.**

2.68. ¿Cuáles de los siguientes grupos de moléculas son lineales?
a) SO_2, CO_2, HCN, OF_2
b) CS_2, CO_2, HCN, N_2
c) SO_2, H_2O, HClO, OF_2
d) SO_2, CO, SiO_2, N_2

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



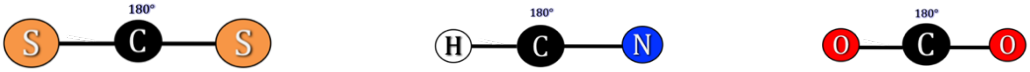


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

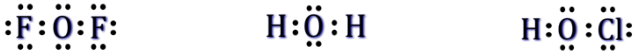
▪ La estructura de Lewis de las moléculas de disulfuro de carbono, cianuro de hidrógeno y dióxido de carbono son:



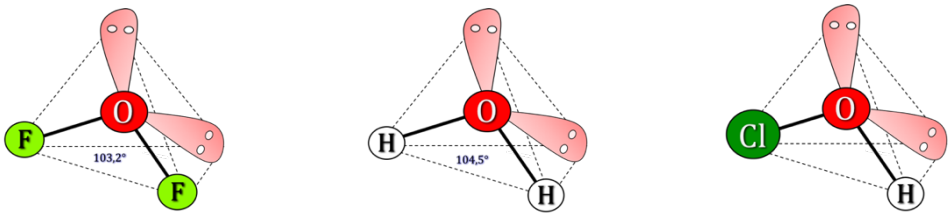
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, CS_2, HCN y CO_2 son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



▪ Las estructuras de Lewis de las moléculas de difluoruro de oxígeno, agua y ácido hipocloroso son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, OF_2, H_2O y HClO son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

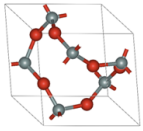


▪ Las estructuras de Lewis de las moléculas de dinitrógeno y monóxido de carbono son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, N_2 y CO son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2 por lo que su disposición y geometría es lineal ya que están formadas por solo dos átomos.

▪ El caso del SiO_2 es completamente distinto, ya que, aunque se trata de una sustancia en la que existen enlaces covalentes entre los átomos de silicio y oxígeno, no forma moléculas, sino una red covalente en la que cada átomo de silicio (color gris) se encuentra unido a cuatro átomos de oxígeno (color rojo).

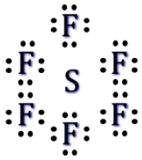


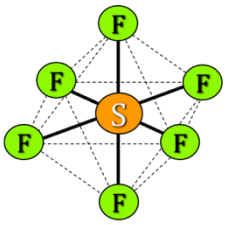
La respuesta correcta es la **b.**

2.69. El hexafluoruro de azufre es un gas empleado para la fabricación de pelotas de tenis debido a sus propiedades químicas, que permiten retener la presión en el interior de las pelotas.
a) La geometría de esta molécula es de pirámide pentagonal.
b) La geometría de esta molécula es octaédrica.
c) La geometría de esta molécula es tetraédrica.
d) Presenta una geometría diferente que la del anión hexafluoruro de antimonio.
e) Ninguna de las anteriores es correcta.

(O.Q.L. País Vasco 2016)

La estructura de Lewis de la molécula de hexafluoruro de azufre es:





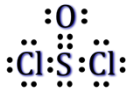
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula AX_6, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6, por lo que su disposición y geometría es octaédrica.

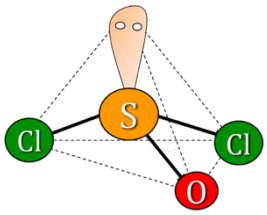
La respuesta correcta es la **b**.

2.70. En el cloruro de tionilo, $SOCl_2$, el ángulo Cl—S—Cl tiene un valor:
a) Entre 109° y 120°
b) Entre 120° y 180°
c) Entre 90° y 109°
d) Menor que 90°

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

La estructura de Lewis de la molécula de cloruro de tionilo o diclorurooxidoazufre es:





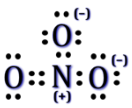
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $SOCl_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central y que presenta unos ángulos de enlace menores de 109,5° debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitarios que hay sobre el átomo de azufre.

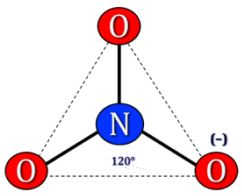
La respuesta correcta es la **c**.

2.71. La geometría más probable del ion nitrato es:
a) Angular
b) Tetraédrica
c) Triangular
d) Piramidal

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

La estructura de Lewis del ion nitrato es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo

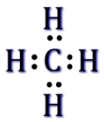
central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.

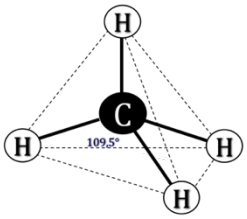
La respuesta correcta es la **c**.

2.72. ¿Cuál de las siguientes moléculas presentará un ángulo de enlace más pequeño entre dos átomos de hidrógeno adyacentes?
a) CH_4
b) H_2O
c) BH_3
d) PH_3

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

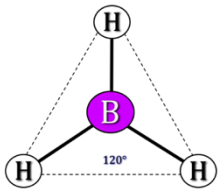




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica con ángulos de enlace de 109,5°.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de borano es:

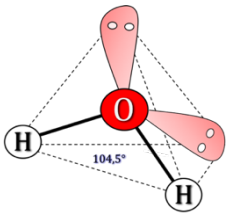




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana con ángulos de enlace de 120°.

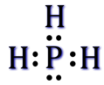
▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:

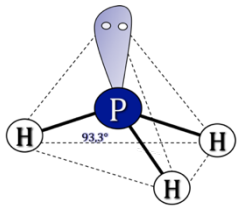




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central y que presenta ángulos de enlace menores que 109,5° debido a la repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de oxígeno.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de fosfano es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central y que presenta ángulos de enlace menores que 109,5° debido a la repulsión que ejercen el par de electrones solitarios situado sobre el átomo de fósforo.

Como el H_2O presenta dos pares de electrones solitarios sobre el átomo de oxígeno mientras que el PH_3 solo presenta uno sobre el átomo de fósforo se tendería a pensar que estos pares de electrones son los responsables de que el ángulo de enlace fuera menor en el H_2O, sin embargo, el fósforo para formar los

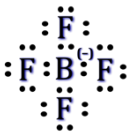
orbitales híbridos sp^3 usa los orbitales 3*s* mientras que el oxígeno utiliza los 2*s* y, la contribución del *ns* al híbrido sp^3, disminuye al aumentar el número cuántico principal, con lo que para el PH_3 el ángulo (93,3°) es bastante menor que el H_2O (104,5°).

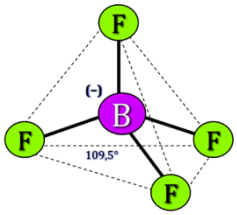
La respuesta correcta es la **d**.

2.73. ¿Cuál es la geometría de los átomos de flúor alrededor del átomo de boro en BF_4^-?
a) Plana
b) Balancín (see-saw)
c) Tetraédrica
d) Piramidal triangular

(O.Q.L. La Rioja 2016)

La estructura de Lewis del ion tetrafluoruroborato(1−) es:





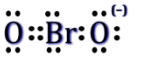
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el BF_4^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

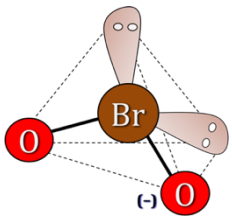
La respuesta correcta es la **c**.

2.74. ¿Para cuál de estas especies la geometría de pares de electrones alrededor del átomo central de la estructura de puntos de Lewis es la misma que la geometría de los átomos?
a) CO_2
b) SO_2
c) NO_2^-
d) BrO_2^-

(O.Q.L. La Rioja 2016)

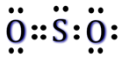
▪ La estructura de Lewis del ion bromito es:

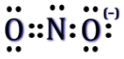




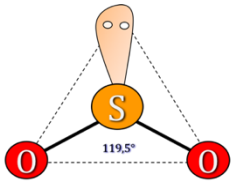
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BrO_2^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

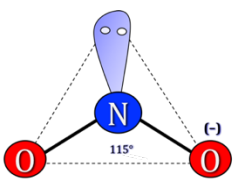
▪ Las estructuras de Lewis de la molécula de dióxido de azufre y del ion nitrito son:



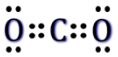


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_2 y NO_2^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

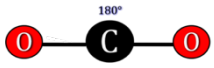




▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

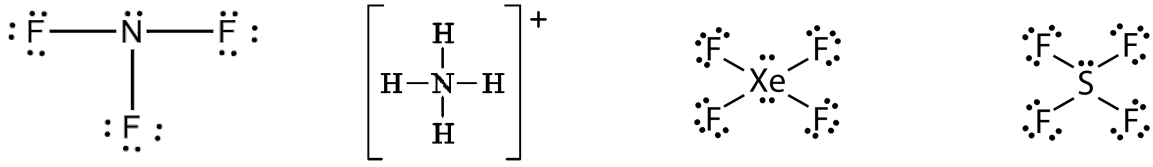


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



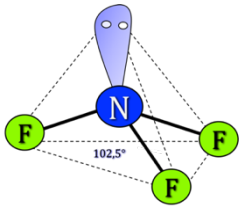
La respuesta correcta es la **a**.

2.75. ¿Cuál de las siguientes especies químicas es plana?



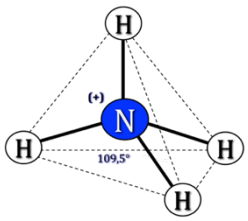
a) **b)** **c)** **d)**

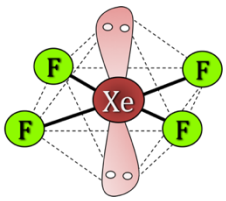
(O.Q.L. Valencia 2016)



▪ A la vista de la estructura de Lewis propuesta y de acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

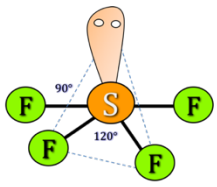
▪ A la vista de la estructura de Lewis propuesta y de acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_4^+ es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.





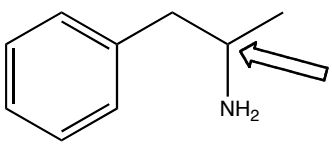
▪ A la vista de la estructura de Lewis propuesta y de acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6, por lo que su disposición es octaédrica y geometría cuadrada plana ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.

▪ A la vista de la estructura de Lewis propuesta y de acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y geometría de "balancín" ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.



La respuesta correcta es la **c**.

2.76. ¿Cuál es la mejor manera de describir la geometría alrededor del carbono señalado (con una flecha) en la estructura de la anfetamina?
a) Tetraédrica
b) Forma de T
c) Triangular plana
d) Angular



(O.Q.L. Valencia 2016)

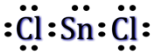
En la molécula propuesta, el átomo de carbono señalado con la flecha tiene todos los enlaces simples (en la figura no se ve el enlace con el átomo de hidrógeno), por lo que de acuerdo con la notación del modelo de RPECV le corresponde una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios a su alrededor que se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

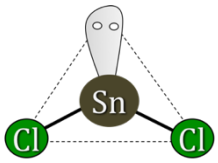
La respuesta correcta es la **a**.

2.77. La geometría molecular del $SnCl_2$ es:
a) Lineal
b) Angular
c) Triangular plana
d) Tetraédrica
e) Pirámide de base triangular

(O.Q.L. Madrid 2016) (O.Q.L. Granada 2020)

La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de estaño es:





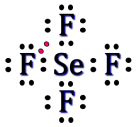
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $SnCl_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

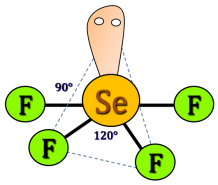
La respuesta correcta es la **b**.

2.78. Para la molécula SeF_4, la geometría es:
a) Plano cuadrada
b) Pirámide triangular
c) Tetraédrica
d) Ninguna de las citadas

(O.Q.L. Jaén 2016)

La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de selenio es:





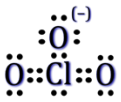
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SeF_4 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_4E, a las que corresponde un número estérico (m+n) = 5, con una disposición de bipirámide trigonal y geometría de "balancín" ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.

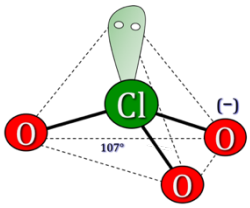
La respuesta correcta es la **d**.

2.79. ¿Cuál es la geometría molecular del anión clorato, ClO_3^-?
a) Triangular plana
b) Pirámide trigonal
c) En forma de T
d) Silla de montar (disfenoidal)
e) Lineal
f) Angular

(O.Q.L. Preselección Valencia 2017) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

La estructura de Lewis del ion clorato es:





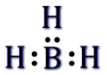
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClO_3^- es una especie que se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, con una disposición tetraédrica y geometría pirámide trigonal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

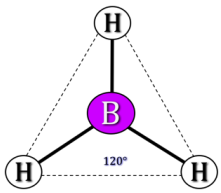
La respuesta correcta es la **b**.

2.80. La molécula de BH_3 tiene tres pares de electrones de enlace y no tiene pares de electrones solitarios alrededor del átomo central, ¿cuál es la forma de la molécula?
a) Angular
b) Pirámide trigonal
c) En forma de T
d) Triangular plana

(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

La estructura de Lewis de la molécula de borano es:





De acuerdo con la notación del modelo RPECV el BH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

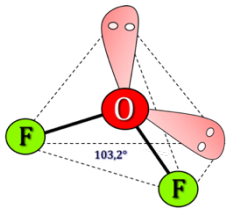
La respuesta correcta es la **d**.

2.81. ¿Cuál de los siguientes compuestos tiene menor ángulo de enlace F–E–F?
a) BF_3
b) CF_4
c) BeF_2
d) OF_2

(O.Q.L. La Rioja 2017)

▪ La estructura de Lewis de la molécula difluoruro de oxígeno es:

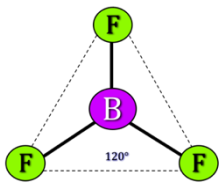




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el OF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central y que presenta ángulos de enlace menores que 109,5° debido a la repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de oxígeno.

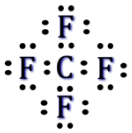
▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:

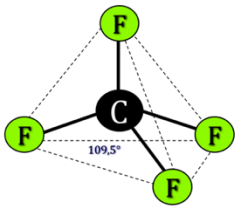




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana en la que los ángulos de enlace son de 120°.

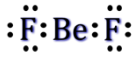
▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de carbono es:

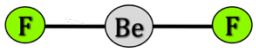




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica con ángulos de enlace de 109,5°.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de berilio es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal con un ángulo de enlace de 180°.

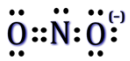
El menor ángulo de enlace le corresponde a la molécula de OF_2 (< 109,5°).

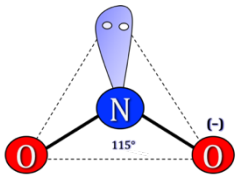
La respuesta correcta es la **d.**

2.82. El ángulo de enlace O–N–O del ion nitrito, NO_2^-, es cercano a:
a) 180°
b) 150°
c) 120°
d) 109°

(O.Q.L. La Rioja 2017) (O.Q.L. La Rioja 2020)

La estructura de Lewis del ion nitrito es:





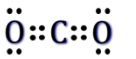
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central y que presenta un ángulo de enlace algo menor de 120° debido a la repulsión que provoca par de electrones solitarios que hay sobre el átomo de nitrógeno.

La respuesta correcta es la **c.**

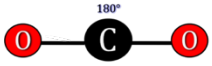
2.83. ¿Cuál de las siguientes sustancias está formada por moléculas lineales a 25 °C y 1 atm?
a) H_2O_2
b) SO_2
c) CO_2
d) NaCl

(O.Q.L. Valencia 2017)

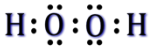
▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



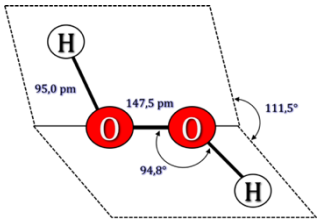
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



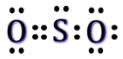
▪ La estructura de Lewis de la molécula de peróxido de hidrógeno es:



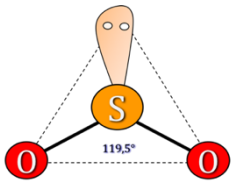
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo de cada átomo de oxígeno (central) se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que la disposición alrededor de cada átomo de oxígeno es tetraédrica y geometría "forma de libro" ya que solo hay un átomo hidrógeno unido a cada átomo de oxígeno en planos diferentes.



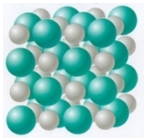
▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



▪ El caso del NaCl es completamente distinto, ya que se trata de una sustancia en la que existen enlaces iónicos entre los átomos de cloro y sodio y no forma moléculas, sino una red iónica en la que cada átomo de cloro (color verde) se encuentra unido a seis átomos de sodio (color gris).

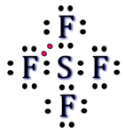


La respuesta correcta es la **c**.

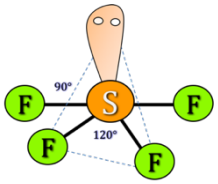
2.84. ¿Cuál de las siguientes especies presenta una geometría aproximadamente tetraédrica?
a) SF_4
b) SO_2Cl_2
c) ClF_3
d) ICl_4^-

(O.Q.L. Valencia 2017)

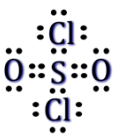
▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de azufre es:



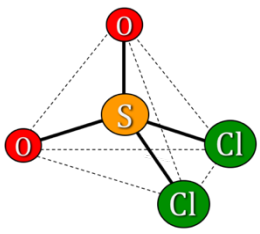
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, y como solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central su geometría "balancín" en la que todos los átomos no se encuentran en el mismo plano.



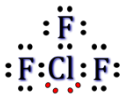
▪ La estructura de Lewis, considerando capa de valencia expandida, de la molécula de dicloruro de sulfurilo o diclorurodioxidoazufre es:

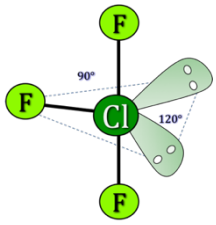


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



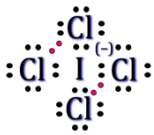
▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de cloro es:

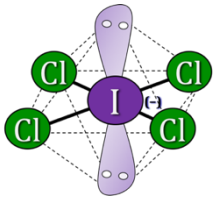




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E_2 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5 por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y como solo hay tres ligandos unidos al átomo central su geometría es de "forma de T" en la que todos los átomos están en el mismo plano.

▪ La estructura de Lewis del ion tetracloruroyodato (1–) es:





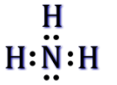
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, ICl_4^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6, por lo que su disposición es de bipirámide cuadrada y geometría cuadrada plana ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.

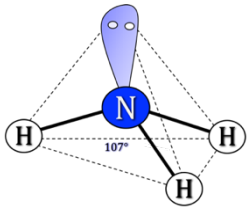
La respuesta correcta es la **b**.

2.85. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene mayor ángulo de enlace?
a) BF_3
b) NH_3
c) PCl_3
d) H_2O

(O.Q.L. Valencia 2017)

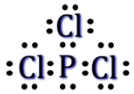
▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:

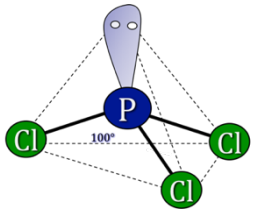




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central y que presenta ángulos de enlace algo menores a 109,5° debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitarios situado sobre el átomo de nitrógeno.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de fósforo es:

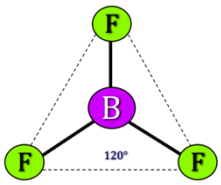




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central y que presenta ángulos de enlace algo menores a 109,5° debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitarios situado sobre el átomo de fósforo.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:

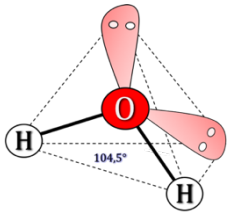




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana en la que los ángulos de enlace son de 120°.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central y que presenta un ángulo de enlace inferior a 109,5° debido a la repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de oxígeno.

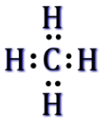
El mayor ángulo de enlace le corresponde a la molécula de BF_3 (120°).

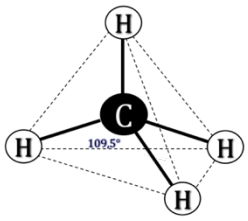
La respuesta correcta es la **a.**

2.86. ¿Cuál las siguientes moléculas presenta un menor ángulo de enlace?
a) CH_4
b) CO_2
c) BeF_2
d) H_2O
e) BF_3

(O.Q.L. Granada 2017)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

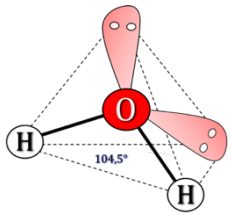




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica con ángulos de enlace de 109,5°.

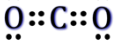
▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:





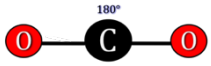
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central y que presenta un ángulo de enlace inferior a 109,5° debido a la repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de oxígeno.

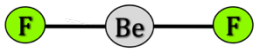
▪ Las estructuras de Lewis de las moléculas de dióxido de carbono y difluoruro de berilio son:





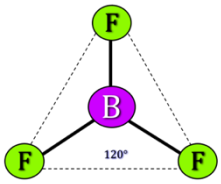
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, CO_2 y BeF_2 son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y forma geométrica es lineal con un ángulo de enlace de 180°.





▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana en la que los ángulos de enlace son de 120°.

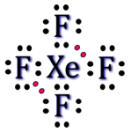
El menor ángulo de enlace le corresponde a la molécula de H_2O (< 109,5°).

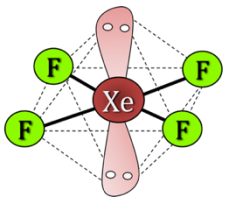
La respuesta correcta es la **d.**

2.87. El xenón es un elemento que puede formar compuestos con elementos muy electronegativos, como el flúor. ¿Qué geometría molecular presenta el tetrafluoruro de xenón?
a) Octaédrica
b) Plano cuadrada
c) Tetraédrica
d) Bipirámide Trigonal
e) Piramidal
f) Silla de montar (disfenoidal)
g) Forma de T
h) Taburete

(O.Q.L. País Vasco 2017) (O.Q.L. Madrid 2018) (O.Q.L. Valencia 2019)

La estructura de Lewis de la molécula tetrafluoruro de xenón es:





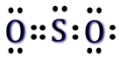
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6, por lo que su disposición es octaédrica y geometría molecular plano cuadrada ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.

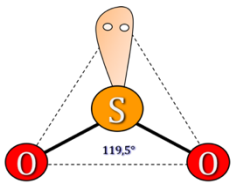
La respuesta correcta es la **b**.

2.88. Uno de los gases más habituales en las erupciones volcánicas que puede alcanzar la estratosfera es el óxido de azufre(IV). Este, en presencia de oxígeno y agua, se oxida inicialmente a óxido de azufre(VI) y posteriormente forma aerosoles (gotas microscópicas de ácido sulfúrico) afectando al clima terrestre. Según la "teoría de repulsión de pares de electrones de valencia":
a) La geometría del SO_2 es lineal.
b) La geometría del SO_3 es de pirámide trigonal.
c) La geometría del anión sulfato, SO_4^{2-}, es plana cuadrada.
d) La geometría de todos los anteriores derivados es tetraédrica.
e) Ninguna de las anteriores es correcta.

(O.Q.L. País Vasco 2017)

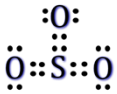
a) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:

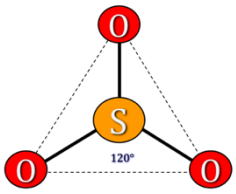




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

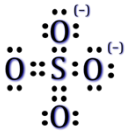
b) Falso. La estructura de Lewis, considerando capa de valencia expandida, de la molécula de trióxido de azufre es:

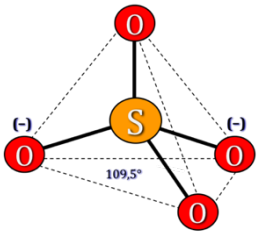




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_3 es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

c) Falso. La estructura de Lewis, considerando capa de valencia expandida, del ion sulfato es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_4^{2-} es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

d) Falso. De acuerdo con lo expuesto en los apartados anteriores.

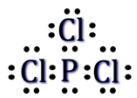
La respuesta correcta es la **e**.

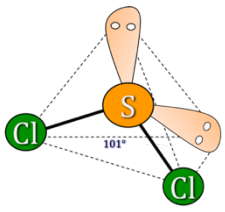
2.89. Los ángulos de enlace ClSCl y ClPCl en las moléculas de SCl_2 y PCl_3 tienen, respectivamente, valores aproximados a:
a) 90° y 120°
b) 180° y 109°
c) 109° y 109°
d) 180° y 120°

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

Las estructuras de Lewis de las moléculas de dicloruro de azufre y tricloruro de fósforo son:

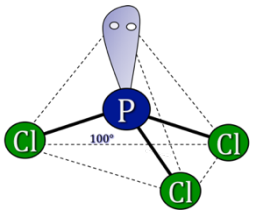






▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central y que presenta un ángulo de enlace algo menor de 109,5° debido a la repulsión que provocan los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de azufre.

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central y que presenta ángulos de enlace algo menores de 109,5° debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitarios situado sobre el átomo de fósforo.

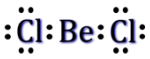


La respuesta correcta es la **c**.

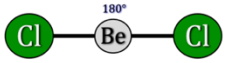
2.90. ¿Cuál de las siguientes moléculas es lineal?
a) O_3
b) $BeCl_2$
c) OCl_2
d) NOF

(O.Q.L. La Rioja 2018)

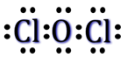
▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de berilio es:



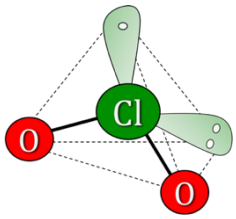
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $BeCl_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



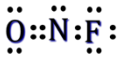
▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de oxígeno es



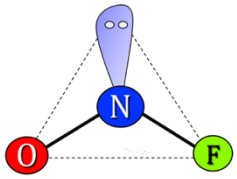
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el OCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



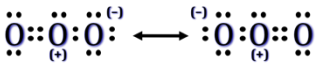
▪ La estructura de Lewis de la molécula de fluoruro de nitrosilo es



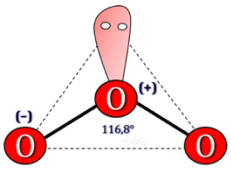
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NOF es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



▪ El ozono es una sustancia que presenta resonancia y su estructura de Lewis es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el O_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

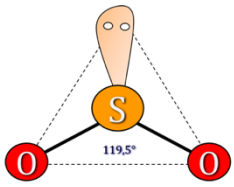


La respuesta correcta es la **b**.

2.91. Seleccione el conjunto de moléculas que presenten geometrías moleculares diferentes:
a) CO_2 y SO_2
b) H_2O y H_2S
c) NO_3^- y CO_3^{2-}
d) CCl_4 y $SiCl_4$

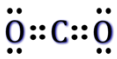
(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

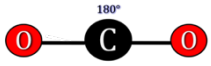
a) La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:





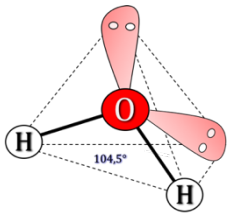
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

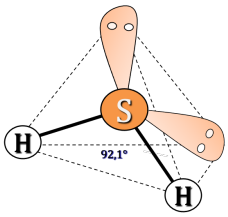
b) Las estructuras de Lewis de las moléculas de agua y sulfuro de dihidrógeno son:



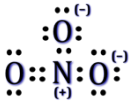


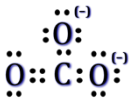
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, H_2O y H_2S son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



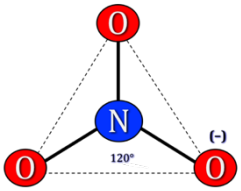


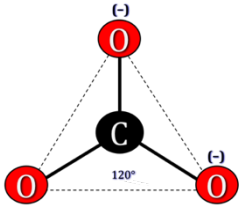
c) Las estructuras de Lewis de los iones nitrato y carbonato son:



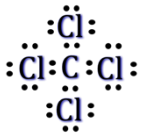


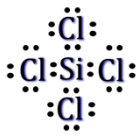
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, NO_3^- y CO_3^{2-} son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.



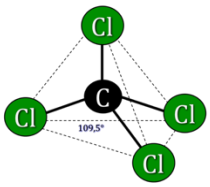


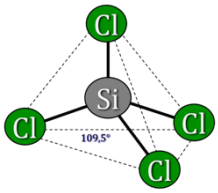
d) Las estructuras de Lewis de las moléculas de tetracloruro de carbono y de tetracloruro de silicio son:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, CCl_4 y $SiCl_4$ son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.





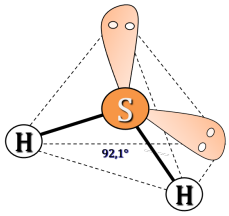
La respuesta correcta es la **a**.

2.92. Considere las siguientes moléculas, SiH_4, PH_3, H_2S. ¿En cuál o cuáles de estas moléculas se debe esperar un ángulo de enlace menor de 109,5°?
a) PH_3
b) H_2S
c) PH_3 y H_2S
d) En todas ellas.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

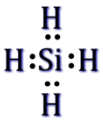
▪ La estructura de Lewis del sulfuro de dihidrógeno es:

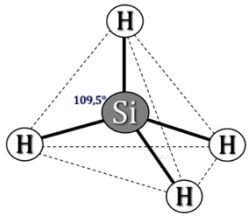




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central y que presenta un ángulo de enlace menor de 109,5° debido a la repulsión ejercida por los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de azufre.

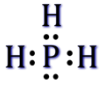
▪ La estructura de Lewis del silano es:

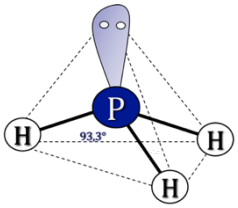




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SiH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición y geometría es tetraédrica con un ángulo de enlace de 109,5°.

▪ La estructura de Lewis del fosfano es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo

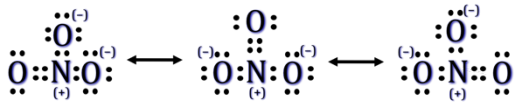
hay tres ligandos unidos al átomo central y que presenta un ángulo de enlace menor de 109,5° debido a la repulsión ejercida por el par de electrones solitarios situado sobre el átomo de fósforo.

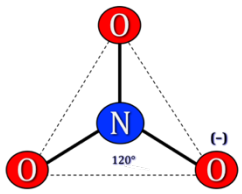
La respuesta correcta es la **c**.

2.93. Algunos de los problemas de contaminación en el Mar Menor se asocian a una excesiva acumulación de nitratos procedentes de las tierras de cultivo adyacentes. Con respecto al ion nitrato es cierto que:
a) Presenta un triple enlace N≡O.
b) Presenta dos dobles enlaces N=O.
c) Todos los enlaces N−O presentan idéntica longitud.
d) Presenta geometría piramidal.

(O.Q.L. Murcia 2018)

El ion nitrato es una especie que presenta resonancia y cuya estructura de Lewis es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular con ángulos de enlace de 120°.

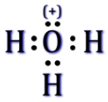
El hecho de que esta especie presente resonancia implica que todos los enlaces N−O tengan la misma longitud, comprendida entre la longitud del enlace sencillo, N−O, y la del enlace doble, N=O.

La respuesta correcta es la **c**.

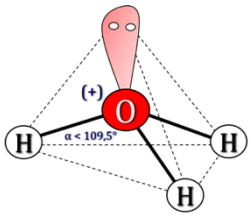
2.94. La especie H_3O^+ es piramidal, mientras que H_2O es angular. Los ángulos H–O–H en H_3O^+ y H_2O son:
a) Ambos ángulos se sitúan alrededor de 109,5°.
b) Los valores son 120° y 109,5°, respectivamente.
c) Exactamente 120° en ambos casos.
d) Exactamente 109,5° en ambos casos.

(O.Q.L. Valencia 2018)

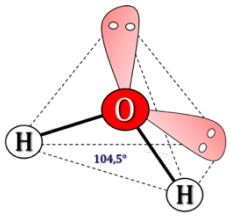
Las estructuras de Lewis ambas especies son:







▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_3O^+ es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central y que presenta unos ángulos de enlace inferiores a 109,5° debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitario situados sobre el átomo de oxígeno.



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central y que presenta un ángulo de enlace inferior a 109,5° debido a la repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de oxígeno.

La respuesta correcta es la **a.**

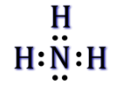
2.95. ¿Cuáles de las siguientes moléculas tienen la misma geometría?

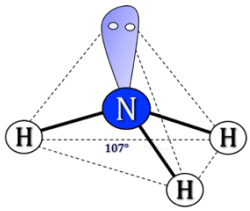
I. NH_3 II. BF_3 III. SCl_2 IV. H_2O V. CO_2 VI. CH_4

a) I y III
b) I y VI
c) III, IV y V
d) III y IV

(O.Q.L. Valencia 2018)

I. La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:

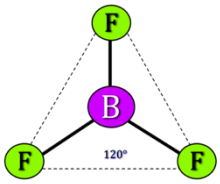




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

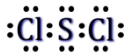
II. La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:

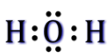




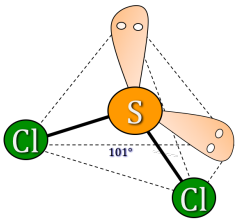
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

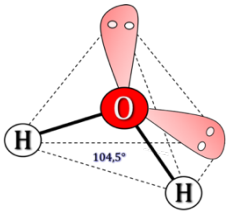
III y IV. Las estructuras de Lewis de las moléculas de dicloruro de azufre y de agua son:



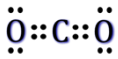


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SCl_2 y H_2O son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

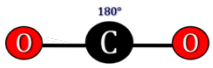




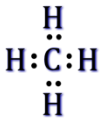
V. La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



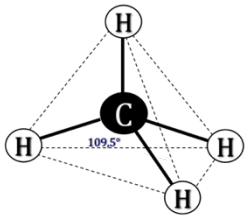
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



VI. La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica con ángulos de enlace de 109,5°.

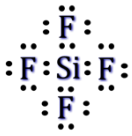


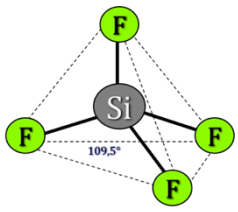
La respuesta correcta es la **d**.

2.96. La especie molecular SiF_4 adopta una geometría:
a) Octaédrica
b) Plano cuadrada
c) Tetraédrica
d) Bipirámide trigonal
e) Piramidal
f) Bipirámide cuadrada

(O.Q.L. País Vasco 2018) (O.Q.L. País Vasco 2019)

La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de silicio es:





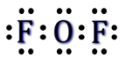
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SiF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

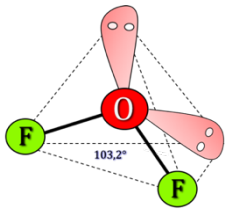
La respuesta correcta es la **c**.

2.97. Entre las moléculas OF_2, $COCl_2$, NCl_3 y CS_2 es cierto que:
a) OF_2 es lineal y NCl_3 piramidal.
b) $COCl_2$ es triangular plana y CS_2 lineal.
c) NCl_3 es triangular plana y OF_2 angular.
d) $COCl_2$ y NCl_3 son piramidales.

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

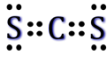
▪ La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de oxígeno es:



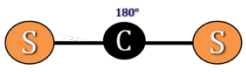


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el OF_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría angular ya que solo hay dos átomos unidos al átomo central.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de disulfuro de carbono es:

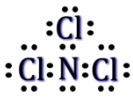


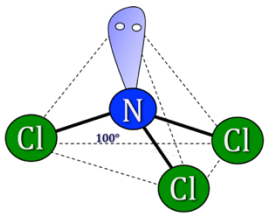
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CS_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central



se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

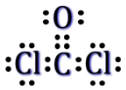
▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de nitrógeno es:

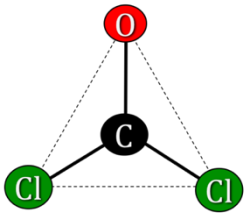




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de fosgeno o diclorurooxidocarbono es:





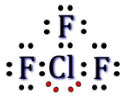
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $COCl_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

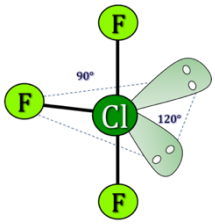
La respuesta correcta es la **b**.

2.98. Analizando la estructura interna del ClF_3 se deduce que el número de pares de electrones en torno al átomo central de cloro y la geometría molecular son
a) Uno/piramidal
b) Dos/forma de T
c) Dos/ triangular plana
d) Tres/tetraédrica

(O.Q.N. Santander 2019) (O.Q.L. Baleares 2020)

La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de cloro es:





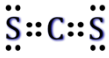
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y geometría "forma de T" debido a la presencia de dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de cloro.

La respuesta correcta es la **b**.

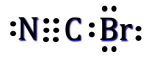
2.99. Indique cuál de las siguientes moléculas presenta una estructura no lineal.
a) CS_2
b) SO_2
c) C_2H_2
d) BrCN

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

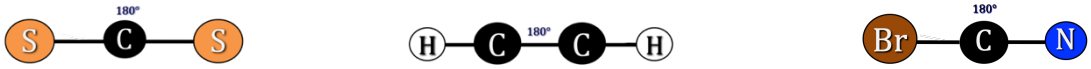
▪ Las estructuras de Lewis de las moléculas de disulfuro de carbono, etino o acetileno y bromuro de cianógeno son:



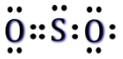




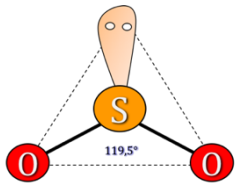
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, CS_2, C_2H_2 y CNBr son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajustan a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



La respuesta correcta es la **b**.

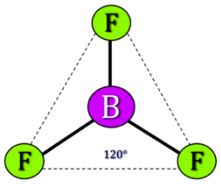
2.100. ¿Qué geometría molecular presenta la molécula de BF_3?
a) Lineal
b) Tetraédrica
c) Angular
d) Triangular plana

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

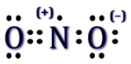


La respuesta correcta es la **d**.

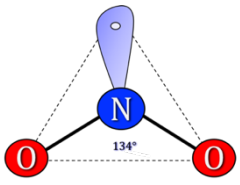
2.101. Respecto a la geometría del NO_2, señale la respuesta correcta:
a) La molécula es lineal, ángulo de enlace de 180°.
b) La molécula es angular, ángulo de enlace igual a 120°.
c) La molécula es angular, ángulo de enlace algo superior a 120°.
d) La molécula es angular, ángulo de enlace inferior a 120°.

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de nitrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



El ángulo de enlace es algo inferior a 120° debido a la repulsión que provoca el electrón desapareado que hay sobre el átomo de nitrógeno.

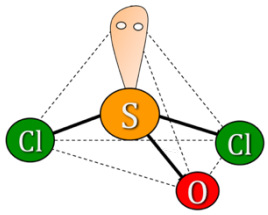
La respuesta correcta es la **d**.

2.102. El dicloruro de tionilo, $SOCl_2$, y el dicloruro de carbonilo, $COCl_2$, son sustancias empleadas para la obtención de isocianatos, que a nivel industrial se utilizan en la síntesis de poliuretano. Sus geometrías moleculares son, respectivamente:
a) Piramidal y triangular plana
b) Triangular plana y angular
c) Triangular plana y piramidal
d) Triangular plana y tetraédrica

(O.Q.L. Valencia 2019)

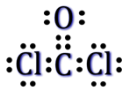
▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de tionilo o diclorurooxidoazufre es:

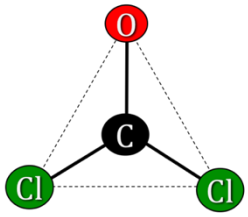




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $SOCl_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de carbonilo o diclorurooxidocarbono es:

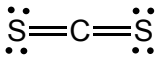


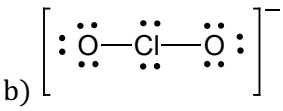


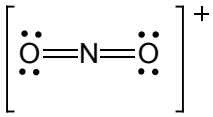
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $COCl_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3 por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

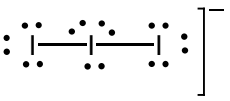
La respuesta correcta es la **a**.

2.103. ¿Cuál de las siguientes moléculas no es lineal?

a) 

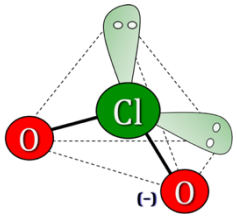
b) 

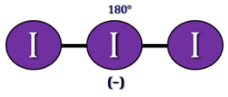
c) 

d) 

(O.Q.L. Valencia 2019)

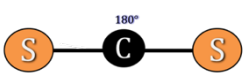
▪ A la vista de la estructura de Lewis propuesta y, de acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el ClO_2^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

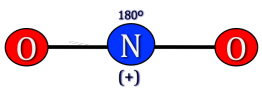




▪ A la vista de la estructura de Lewis propuesta y, de acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el I_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y geometría lineal ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

▪ A la vista de la estructura de Lewis propuesta y, de acuerdo con la notación del modelo de RPECV las especies CS_2 y NO_2^+ tienen una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2 por lo que su disposición y geometría es lineal.





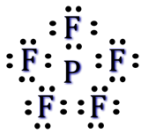
La respuesta correcta es la **b**.

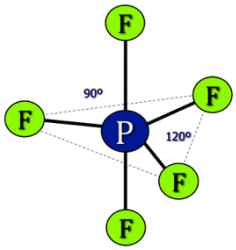
(Cuestión similar a la propuesta en Sevilla 2010 y Alcalá 2016).

2.104. La geometría del pentafluoruro de fósforo (PF_5) es:
a) Plana
b) Octaédrica
c) Bipirámide trigonal
d) Tetraédrica

(O.Q.L. Madrid 2019)

La estructura de Lewis de la molécula de pentafluoruro de fósforo es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PF_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición y geometría es bipiramide trigonal.

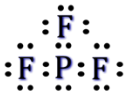
La respuesta correcta es la **c**.

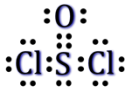
2.105. ¿Cuál de estas moléculas no es piramidal trigonal?
a) NH_2Cl
b) ClF_3
c) PF_3
d) $SOCl_2$

(O.Q.L. La Rioja 2019)

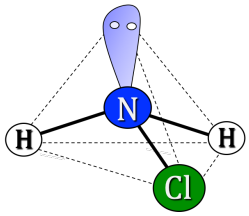
▪ Las estructuras de Lewis de la cloramina, trifluoruro de fósforo y dicloruro de tionilo o diclorurooxidoazufre son:

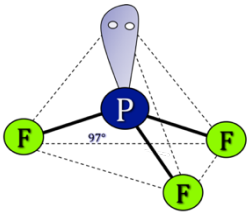


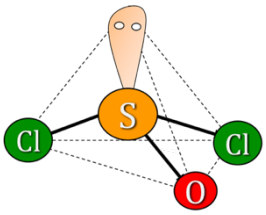




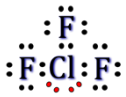
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, NH_2Cl, PF_3 y $SOCl_2$ son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal trigonal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

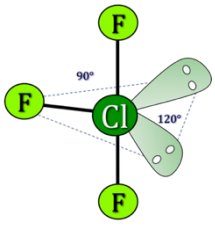






▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de cloro es:





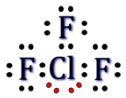
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF_3 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_3E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, con una disposición de bipirámide trigonal y geometría de "forma de T" debido a los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de cloro.

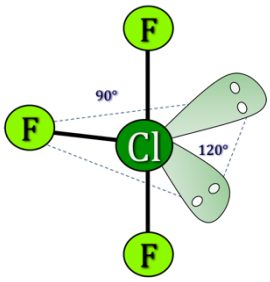
La respuesta correcta es la **b**.

2.106. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene "forma de T" (T-shaped)?
a) NH_3
b) ClF_3
c) H_3O^+
d) XeO_3

(O.Q.L. La Rioja 2019)

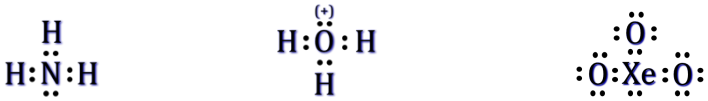
▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de cloro es:



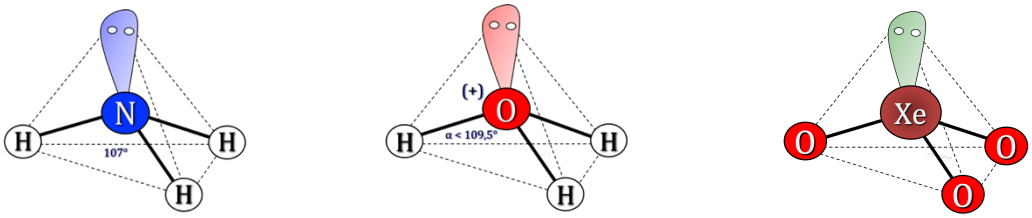


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF_3 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_3E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, con una disposición de bipirámide trigonal y geometría de "forma de T" debido a los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de cloro.

▪ Las estructuras de Lewis del amoniaco, ion oxidanio y trióxido de xenón son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, NH_3, H_3O^+ y XeO_3 son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

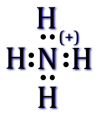


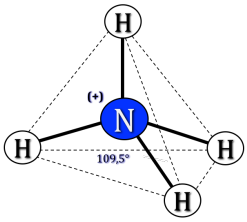
La respuesta correcta es la **b**.

2.107. La geometría molecular del ion NH_4^+:
a) Cúbica
b) Octaédrica
c) Cuadrada
d) Bipiramidal trigonal
e) Tetraédrica

(O.Q.L. Granada 2019)

La estructura de Lewis del ion amonio es:





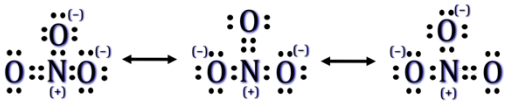
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_4^+ es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

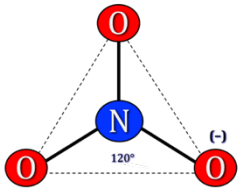
La respuesta correcta es la **e**.

2.108. ¿Qué afirmaciones son correctas respecto del anión nitrato, NO_3^-?
(I) Las tres distancias N–O son iguales.
(II) Los tres ángulos de enlace son de 120°.
(III) El orden de enlace N–O es 3/2.
a) Solo la afirmación (I) es correcta.
b) Solo la afirmación (II) es correcta.
c) Son correctas las afirmaciones (I) y (II).
d) Todas las afirmaciones son correctas.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2020)

El anión nitrato es una especie que presenta resonancia y que tiene 3 estructuras de Lewis que constituyen un "híbrido de resonancia":





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

Esto determina que:

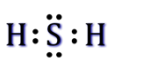
- las tres distancias de enlace N–O sean idénticas
- los ángulos de enlace sean de 120°
- el orden de enlace sea 1⅓ ya que, el orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace y uno de los pares enlazantes se encuentra repartido entre los tres enlaces N–O.

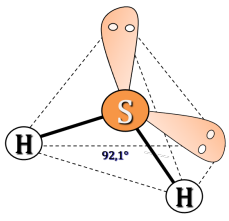
La respuesta correcta es la **b**.

2.109. ¿Qué opción es la correcta para la geometría de las siguientes especies: H_2S, NO_2^-, NCl_3, C_2H_2?
a) Angular, angular, pirámide trigonal, lineal.
b) Lineal, tetraédrica, triangular, angular.
c) Tetraédrica, angular, lineal, cuadrada.
d) Angular, lineal, pirámide trigonal, angular.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2020)

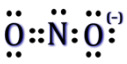
- La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de dihidrógeno es:

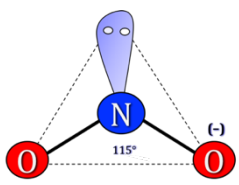




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

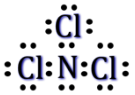
- La estructura de Lewis del ion nitrito es:

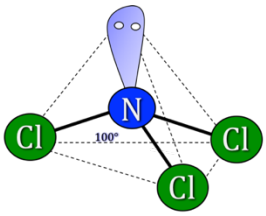




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de nitrógeno es:

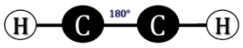




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría pirámide trigonal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de acetileno es:





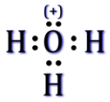
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo de carbono se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

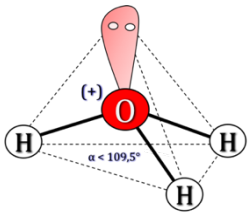
La respuesta correcta es la **a**.

2.110. ¿Cuál es la geometría del catión H_3O^+?
a) Plana
b) Angular
c) Tetraédrica
d) Pirámide trigonal

(O.Q.L. Madrid 2020)

La estructura de Lewis del ion oxidanio es:





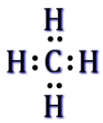
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_3O^+ es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría pirámide trigonal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

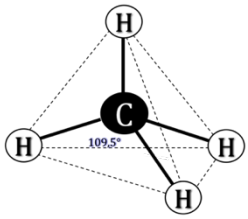
La respuesta correcta es la **d**.

2.111. La forma geométrica de la molécula de CH_4 es:
a) Tetraédrica
b) Octaédrica
c) Pirámide de base triangular
d) Plano cuadrada

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2020)

La estructura de Lewis de la molécula de metano es:





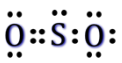
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que tiene disposición y geometría molecular tetraédrica.

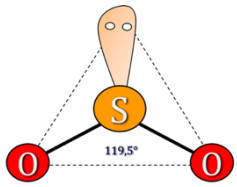
La respuesta correcta es la **a**.

2.112. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta geometría lineal?
a) SO_2
b) CO_2
c) NH_3
d) H_2O

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2020)

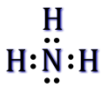
▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:

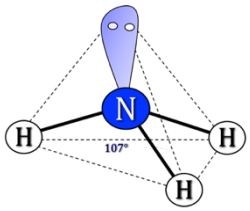




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:

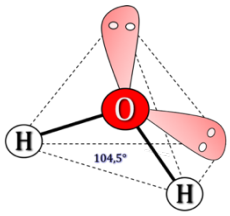




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

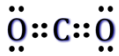
▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:

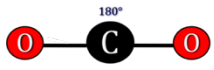




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría angular ya que solo hay dos átomos unidos al átomo central.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:





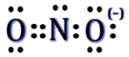
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

La respuesta correcta es la **b**.

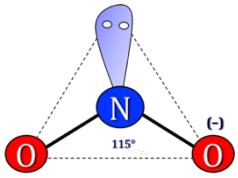
2.113. Con respecto a los aniones nitrito, NO_2^-, y nitrato, NO_3^-, es cierto que:
a) Los ángulos de enlace ONO son similares en ambos aniones y próximos a 120°.
b) El ángulo ONO es sensiblemente mayor en el anión nitrito (≈ 180°) que en el anión nitrato (≈ 109°).
c) El ángulo ONO en el anión nitrito (próximo a 109°) es inferior al del anión nitrato (≈ 120°).
d) Nada de lo dicho es cierto.

(O.Q.L. Castilla y León 2020)

▪ La estructura de Lewis del ion nitrito es:

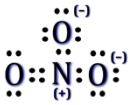


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

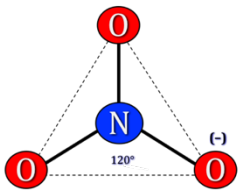


El ángulo de enlace es algo menor de 120° debido a la repulsión que provoca par de electrones solitarios que hay sobre el átomo de nitrógeno.

▪ La estructura de Lewis del ion nitrato es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana en la que los ángulos de enlace son de 120°.

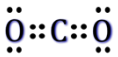


La respuesta correcta es la **c**.

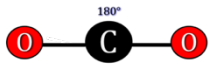
2.114. La geometría de las moléculas de amoniaco, dióxido de carbono, agua y metano es, respectivamente:
a) Piramidal triangular, angular, angular y piramidal cuadrada.
b) Piramidal triangular, lineal, angular y tetraédrica.
c) Triangular plana, angular, angular y tetraédrica.
d) Triangular plana, angular, lineal y tetraédrica.

(O.Q.L. Castilla y León 2020)

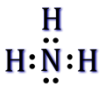
▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



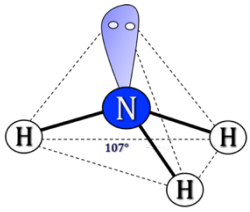
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:



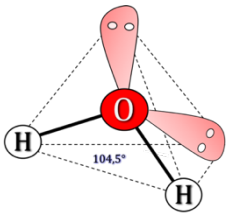
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal triangular ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



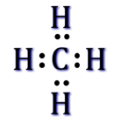
▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es

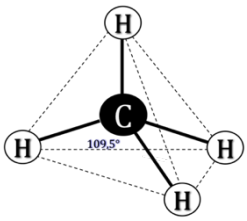


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de metano es:





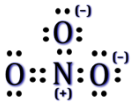
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

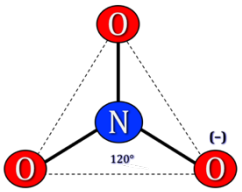
La respuesta correcta es la **b**.

2.115. ¿Cuál de las siguientes especies presenta la misma estructura geométrica que el ion nitrato?
a) SO_3
b) SO_3^{2-}
c) CF_3
d) ClO_3^-

(O.Q.L. Murcia 2020)

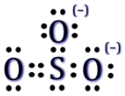
▪ La estructura de Lewis del ion nitrato es:

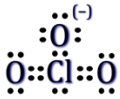




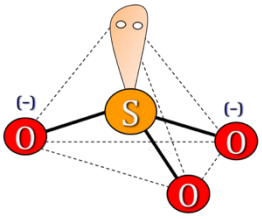
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

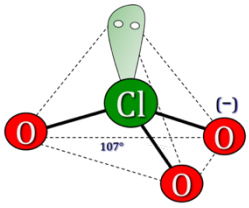
▪ Las estructuras de Lewis de los iones sulfito y clorato son:



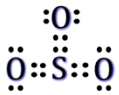


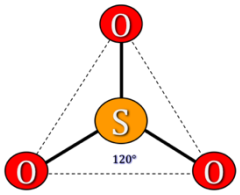
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_3^{2-} y ClO_3^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajustan a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.





▪ La estructura de Lewis, considerando capa de valencia expandida, de la molécula de trióxido de azufre es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

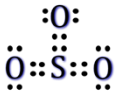
▪ La molécula de CF_3 no tiene existencia real.

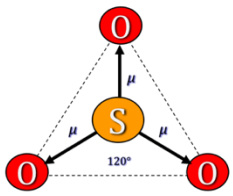
La respuesta correcta es la **b**.

2.116. Las moléculas de SO_3 presentan momento dipolar nulo. ¿Cuál debe ser la geometría en la que están dispuestos sus átomos constituyentes?
a) Lineal
b) Piramidal
c) Trigonal plana
d) Tetraédrica

(O.Q.L. Murcia 2020)

La estructura de Lewis, considerando capa de valencia expandida, de la molécula de trióxido de azufre es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la **c**.

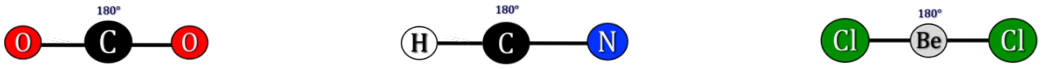
2.117. Entre las siguientes moléculas: O_3, HCN, CO_2, SO_2, $BeCl_2$ y H_2O, ¿cuáles son lineales?
a) HCN, CO_2, $BeCl_2$
b) O_3, HCN, $BeCl_2$
c) HCN, CO_2, SO_2
d) HCN, CO_2, H_2O

(O.Q.L. Asturias 2020)

▪ Las estructuras de Lewis de las moléculas de dióxido de carbono, cianuro de hidrógeno y dicloruro de berilio son:



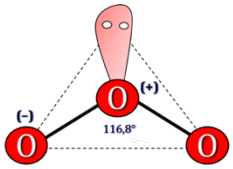
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, CO_2, HCN y $BeCl_2$ son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

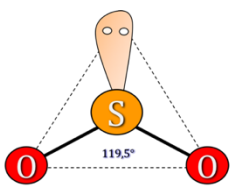


▪ Las estructuras de Lewis de las moléculas de ozono y dióxido de azufre son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, O_3 y SO_2 son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y geometría angular ya que solo existen dos átomos unidos al átomo central.

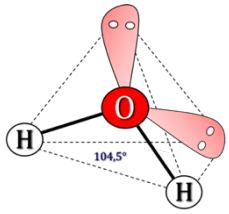




▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

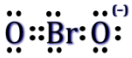


La respuesta correcta es la **a**.

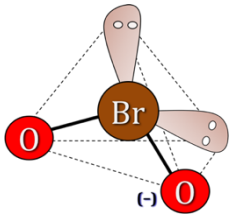
2.118. Dibuje las estructuras de Lewis óptimas de las siguientes especies moleculares, neutras o iónicas, y utilizando el método RPECV (repulsión de pares de electrones de la capa de valencia) seleccione la especie que no tiene geometría lineal.
a) CO_2
b) C_2H_2 (acetileno o etino)
c) N_3^-
d) BrO_2^-

(O.Q.N. Valencia 2020)

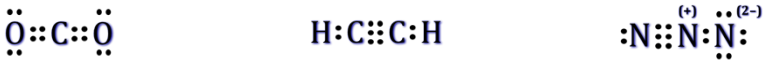
▪ La estructura de Lewis del ion bromito es:



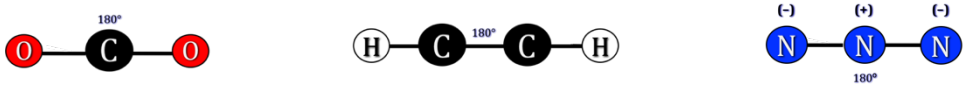
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BrO_2^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría angular ya que solo hay dos átomos unidos al átomo central.



▪ Las estructuras de Lewis de las especies dióxido de carbono, acetileno e ion aziduro son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2, C_2H_2 y N_3^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a las que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

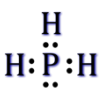


La respuesta correcta es la **d**.

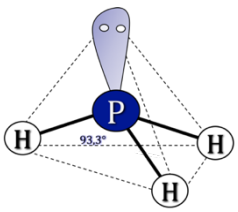
2.119. ¿Cuál de las siguientes especies no es plana?
a) PH_3
b) NO_3^-
c) BF_3
d) SO_3

(O.Q.N. Valencia 2020)

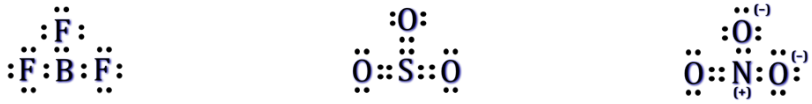
▪ La estructura de Lewis de la molécula de fosfano es:



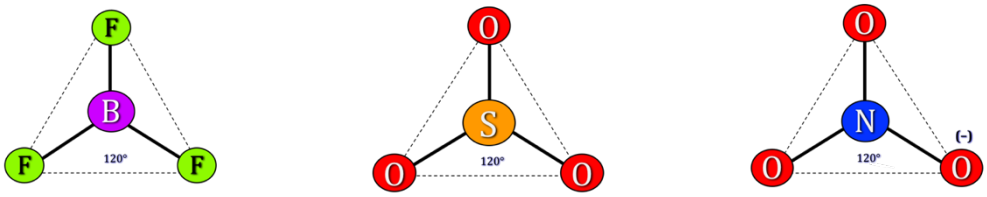
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



▪ Las estructuras de Lewis de las especies trifluoruro de boro, trióxido de azufre e ion nitrato son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, BF_3, SO_3 y NO_3^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

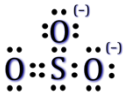


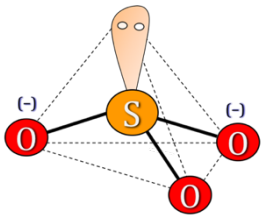
La respuesta correcta es la **a**.

2.120. Elija, de entre las siguientes moléculas o iones BCl_3, NO_3^-, CO_3^{2-}, SO_3^{2-}, la o las que adoptan una estructura triangular plana:
a) Solo BCl_3
b) Solo BCl_3 y NO_3^-
c) Solo BCl_3, NO_3^- y CO_3^{2-}
d) Todas ellas lo son.

(O.Q.L. Valencia 2020)

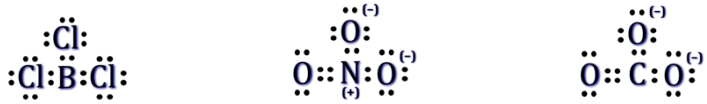
▪ La estructura de Lewis del ion sulfito es:



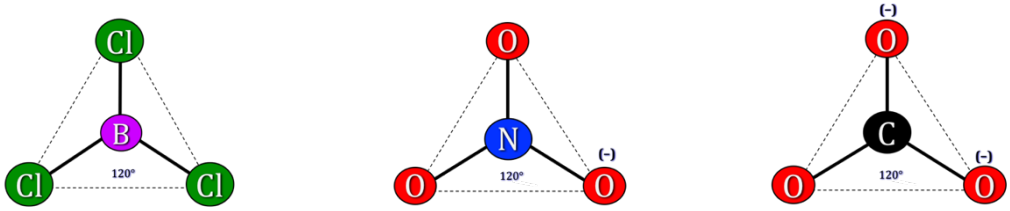


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_3^{2-} es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

▪ Las estructuras de Lewis de las especies tricloruro de boro y los iones nitrato y carbonato son:

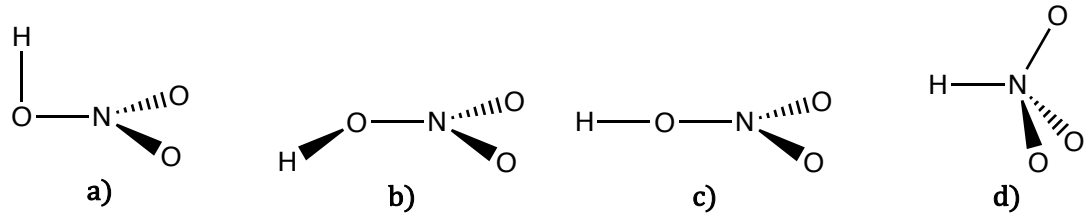


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, BCl_3, NO_3^- y CO_3^{2-} son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.



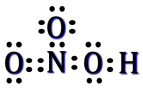
La respuesta correcta es la **c**.

2.121. ¿Cuál de estos esquemas describe mejor la disposición tridimensional de los átomos que forman la molécula de HNO_3?

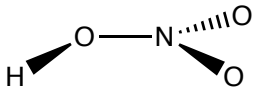


(O.Q.L. Valencia 2020)

La estructura de Lewis del ácido nítrico es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HNO_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central de nitrógeno se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana y, alrededor del átomo central de oxígeno unido al hidrógeno se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es angular. Por tanto, de las estructuras propuestas la que mejor se ajusta a estas geometrías es:



La respuesta correcta es la **b**.

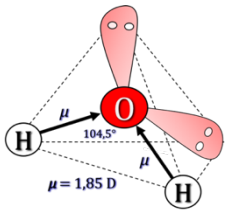
3. POLARIDAD

3.1. La molécula de agua es:
a) Lineal y polar
b) Angular y polar
c) Angular y apolar
d) Piramidal y polar

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Galicia 2016)

La estructura de Lewis de la molécula de agua es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

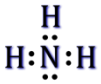
Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}85$ D) y la molécula es polar.

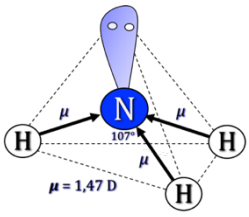
La respuesta correcta es la **b**.

3.2. ¿Cuál de las siguientes moléculas es apolar?
a) Amoníaco
b) Ácido sulfhídrico
c) Dióxido de carbono
d) Diclorometano
e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Sevilla 2017) (O.Q.L. Cantabria 2017) (O.Q.L. Castilla y León 2019) (O.Q.L. Galicia 2019)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:

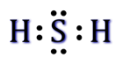


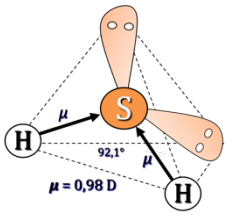


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}47$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de dihidrógeno es:

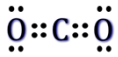




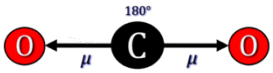
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el azufre ($\chi = 2{,}58$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}978$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

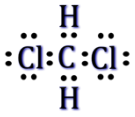


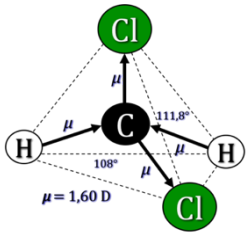
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



Como el oxígeno (χ = 3,44) es más electronegativo que el carbono (χ = 2,55), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de diclorometano es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_2Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

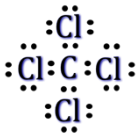
Como el cloro (χ = 3,16) y el carbono (χ = 2,55) son más electronegativos que el hidrógeno (χ = 2,20), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu}$ = 1,60 D) y la molécula es polar.

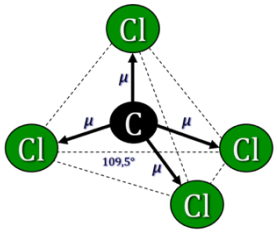
La respuesta correcta es la **c**.

3.3. En la molécula de CCl_4:
a) El enlace entre el átomo de C y el de Cl es covalente polar.
b) El enlace entre el átomo de C y el de Cl es doble.
c) La geometría es plana.
d) El momento dipolar es nulo.

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2020)

La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el cloro (χ = 3,16) es más electronegativo que el carbono (χ = 2,55), los enlaces entre ambos átomos son tipo covalente polar, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

Las respuestas correctas son **a** y **d.**

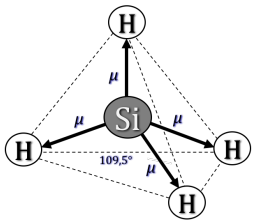
3.4. ¿Cuál de las siguientes moléculas tendrá mayor momento dipolar?
a) F_2
b) SiH_4
c) HCl
d) BrCl

(O.Q.L. Murcia 1998)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SiH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Como el silicio ($\chi = 1{,}90$) es menos electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La molécula de F_2 es no polar ya que está formada por dos átomos iguales.

▪ Las restantes moléculas son polares. Presentará mayor momento dipolar aquella en que sea mayor la diferencia de electronegatividad. De acuerdo con la escala de electronegatividades de Pauling:

$$\chi(\mathrm{H}) = 2{,}20;\ \chi(\mathrm{Cl}) = 3{,}16;\ \chi(\mathrm{Br}) = 2{,}96$$

Las diferencias de electronegatividad existentes en cada molécula son:

$$\Delta\chi(\mathrm{H{-}Cl}) = 3{,}16 - 2{,}20 = 0{,}96\ (\boldsymbol{\mu} = 1{,}08\ \mathrm{D}) \qquad \Delta\chi(\mathrm{Br{-}Cl}) = 3{,}16 - 2{,}96 = 0{,}20\ (\boldsymbol{\mu} = 0{,}52\ \mathrm{D})$$

Por tanto, la molécula con mayor momento dipolar es H−Cl.

La respuesta correcta es la **c**.

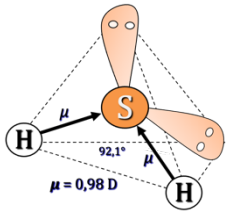
3.5. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta momento dipolar nulo?
a) H_2S
b) CCl_4
c) SO_2
d) H_2O

(O.Q.L. Murcia 1998)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de dihidrógeno es:

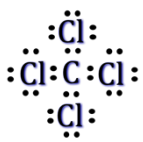


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

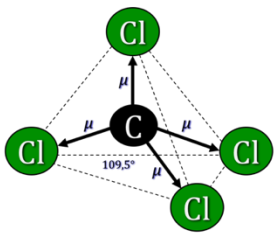


Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}978$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:

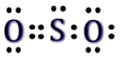


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

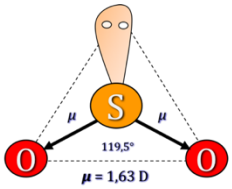


Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

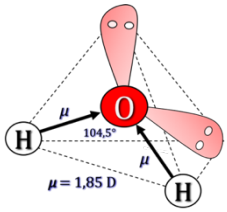


Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}63$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



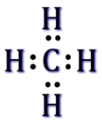
Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}85$ D) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **b**.

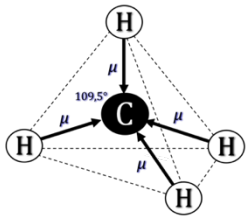
3.6. De las siguientes especies, ¿cuál será polar?
a) BeH_2
b) CH_4
c) BF_3
d) H_2S

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Castilla y León 1999)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

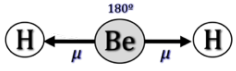


Como el carbono ($\chi = 2{,}55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares,, y, con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dihidruro de berilio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeH_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

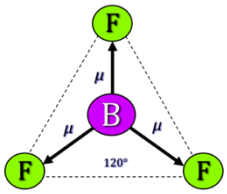


Como el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1{,}57$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.

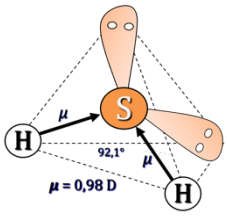


Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de dihidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



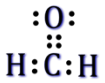
Como el azufre ($\chi = 2{,}58$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}978$ D) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **d**.

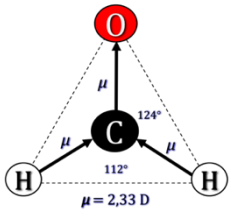
3.7. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta momento dipolar nulo?
a) HCHO
b) PCl_3
c) CCl_4
d) HCN

(O.Q.L. Murcia 1999)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de formaldehído es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCHO es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.

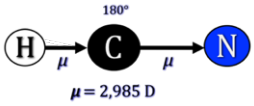


Como oxígeno ($\chi = 3{,}44$) y el carbono ($\chi = 2{,}55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu}$ = 2,33 D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de cianuro de hidrógeno es:

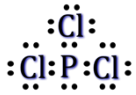


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCN es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

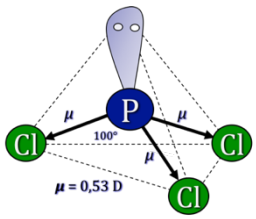


Como el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) y el carbono ($\chi = 2{,}55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 2{,}985$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de fósforo es:

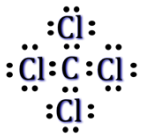


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

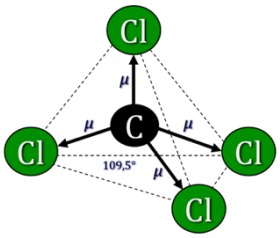


Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2{,}19$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}78$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



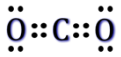
Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la **c**.

3.8. Con respecto a la teoría de enlace, indique cuál de las siguientes afirmaciones es cierta:
a) La molécula de CO_2 es polar debido a que presenta estructuras resonantes.
b) La geometría de la molécula de PCl_3 es bipiramidal regular.
c) La polaridad del CCl_4 es debida a la diferencia de electronegatividad del carbono y del cloro.
d) El momento dipolar del BeF_2 es cero por ser una molécula simétrica.
e) El NH_3 muestra carácter ácido por tener el nitrógeno de la molécula un par de electrones sin compartir.

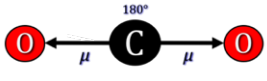
(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. La Rioja 2014) (O.Q.L. Sevilla 2018) (O.Q.L. Málaga 2018)

a) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono, que no puede presentar resonancia es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

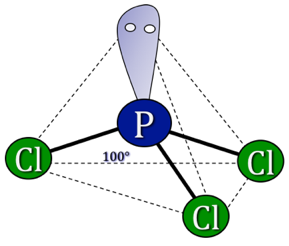
Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



b) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de fósforo es:

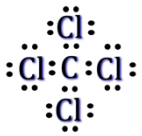


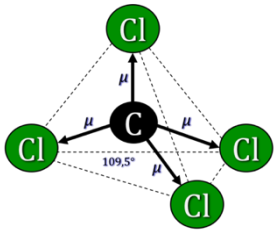
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número



estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

c) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:

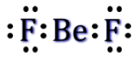




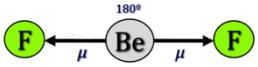
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

d) **Verdadero**. La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de berilio es:

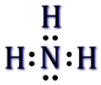


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal y la molécula es simétrica.



Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1{,}57$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

e) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:



De acuerdo con la teoría ácido-base de Lewis (1923), el átomo de nitrógeno tiene un par de electrones solitario que puede ceder para compartir, por lo que se comporta como base.

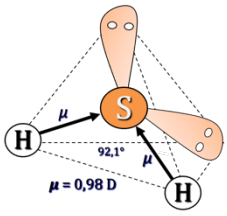
La respuesta correcta es la **d**.

3.9. ¿Cuál de las siguientes moléculas tendrá momento dipolar cero según su geometría?
a) H_2S
b) PF_3
c) BeF_2
d) NH_3

(O.Q.L. Murcia 2001)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de dihidrógeno es:

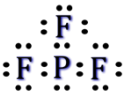




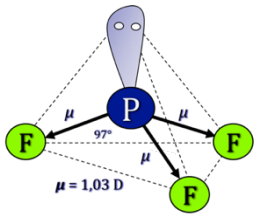
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el azufre ($\chi = 2{,}58$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}978$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de fósforo es:

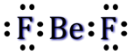


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2{,}19$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}03$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de berilio es:

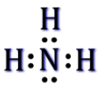


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

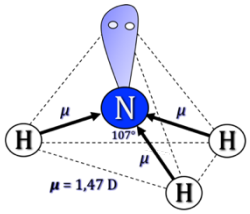
Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1{,}57$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



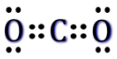
Como el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}47$ D) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **c**.

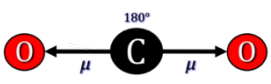
3.10. Al comparar las moléculas de CO_2 y SO_2 se observa que en la primera el momento dipolar es nulo, mientras que en la segunda no lo es. ¿Cómo se puede justificar esta diferencia?
a) Porque las electronegatividades del carbono y oxígeno son muy similares, mientras que las del azufre y oxígeno son muy distintas.
b) Porque la molécula de CO_2 es lineal y la de SO_2 no.
c) Porque el carbono no permite que sus electrones de valencia se alejen demasiado.
d) Porque el carbono pertenece al segundo período de la tabla periódica mientras que el azufre pertenece al tercero.

(O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Murcia 2014)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



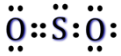
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo



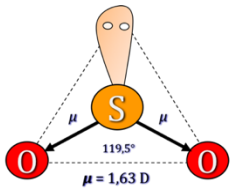
central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}63$ D) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **b**.

3.11. Señale cuáles de las siguientes moléculas tienen momento dipolar nulo: agua, cloro, amoniaco, dióxido de carbono, metano, sulfuro de hidrógeno.
a) Cloro, dióxido de carbono, metano.
b) Cloro, amoniaco, metano.
c) Agua, sulfuro de hidrógeno.
d) Dióxido de carbono, sulfuro de hidrógeno, amoniaco.

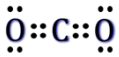
(O.Q.L. Baleares 2002)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloro es:

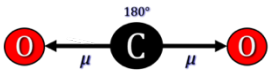


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría lineal ya que solo hay dos átomos y, como ambos son iguales, no existe ningún dipolo y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

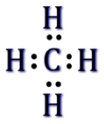


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

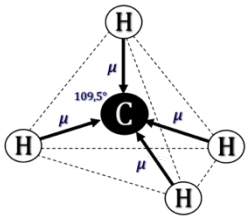


Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

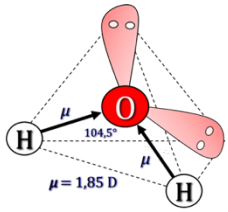


Como el carbono ($\chi = 2{,}55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:

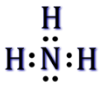


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

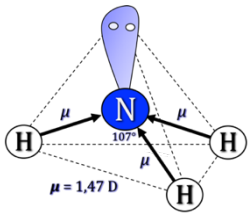


Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}85$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

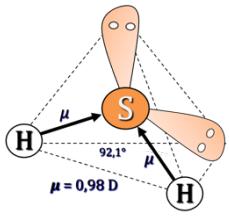


Como el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}47$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de dihidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el azufre ($\chi = 2{,}58$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}978$ D) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **a**.

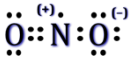
3.12. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:
a) El volumen atómico de los iones positivos es menor que el de los correspondientes átomos neutros.
b) Los cationes son siempre más pequeños que los aniones.
c) Las moléculas con número impar de electrones obedecen la regla octeto.
d) Todas las moléculas triatómicas del tipo A_2B no tienen momento dipolar.

(O.Q.L. Baleares 2002)

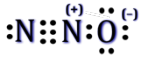
a) **Verdadero**. Un átomo al formar un ion positivo pierde electrones, con lo que disminuye el efecto pantalla y aumenta la carga nuclear efectiva. Este aumento provoca una mayor atracción nuclear sobre los electrones externos, lo que lleva a una disminución del tamaño de la especie. Además, al disminuir el número de electrones también disminuyen las fuerzas repulsivas entre ellos, lo que también conduce a una disminución del tamaño de la especie. Por tanto, el tamaño de los iones positivos es menor que el de los correspondientes átomos neutros.

b) Falso. Solo sería aplicable a cationes y aniones del mismo átomo. Por ejemplo, en el caso del carbono, el catión C^{4+} tiene un tamaño de 15 pm, mientras que el anión C^{4-} tiene un tamaño bastante mayor de 260 pm. Sin embargo, si se comparan el catión Cs^+ y el anión F^-, los tamaños respectivos son, 169 y 133 pm. El tamaño depende del número de capas electrónicas y de la carga nuclear del átomo en cuestión.

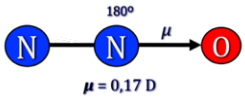
c) Falso. Es imposible que una molécula con número impar de electrones pueda cumplir la regla del octeto. Por ejemplo, la estructura de Lewis de una especie como el NO_2 con 11 electrones de valencia es:



d) Falso. Una molécula del tipo A_2B sería el N_2O cuya estructura de Lewis es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el N_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



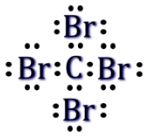
Como el oxígeno (χ = 3,44) es más electronegativo que el nitrógeno (χ = 3,04), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu}$ = 0,17 D) y la molécula es polar.

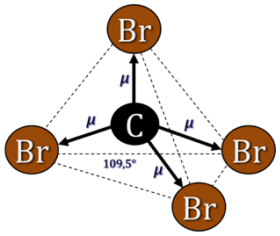
La respuesta correcta es la **a**.

3.13. Señale si alguna de las siguientes especies presenta momento dipolar:
a) CBr_4
b) Cl_2
c) BCl_3
d) H_2S

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrabromuro de carbono es:

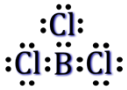


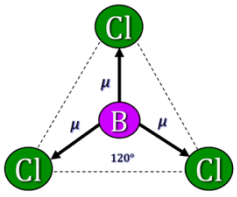


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CBr_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el bromo (χ = 2,96) es más electronegativo que el carbono (χ = 2,55), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de boro es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.

Como el cloro (χ = 3,16) es más electronegativo que el boro (χ = 2,04), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloro es:

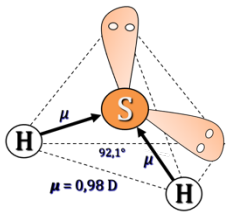


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y geometría lineal ya que solo hay dos átomos y, como ambos son iguales, no existe ningún dipolo y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de dihidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el azufre ($\chi = 2{,}58$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}978$ D) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **d**.

3.14. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene el mayor momento dipolar?
a) H_2
b) HF
c) HCl
d) HBr
e) HI

(O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. Murcia 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2010)

Todas las moléculas propuestas salvo la primera, formada por dos átomos iguales, son polares. Presentará mayor momento dipolar aquella en que sea mayor la diferencia de electronegatividad.

De acuerdo con la escala de electronegatividades de Pauling:

$$\chi(\text{H}) = 2{,}20;\ \chi(\text{F}) = 3{,}98,\ \chi(\text{Cl}) = 3{,}16;\ \chi(\text{Br}) = 2{,}96;\ \chi(\text{I}) = 2{,}66$$

Las diferencias de electronegatividad y momento dipolar existentes en cada molécula son:

$$\Delta\chi(\text{H}-\text{H}) = 2{,}20 - 2{,}20 = 0{,}00\ (\boldsymbol{\mu} = 0\ \text{D}) \qquad \Delta\chi(\text{H}-\text{F}) = 3{,}98 - 2{,}20 = 1{,}78\ (\boldsymbol{\mu} = 1{,}82\ \text{D})$$

$$\Delta\chi(\text{H}-\text{Cl}) = 3{,}16 - 2{,}20 = 0{,}96\ (\boldsymbol{\mu} = 1{,}08\ \text{D}) \qquad \Delta\chi(\text{H}-\text{Br}) = 2{,}96 - 2{,}20 = 0{,}76\ (\boldsymbol{\mu} = 0{,}827\ \text{D})$$

$$\Delta\chi(\text{H}-\text{I}) = 2{,}66 - 2{,}20 = 0{,}46\ (\boldsymbol{\mu} = 0{,}448\ \text{D})$$

Por tanto, la molécula con mayor momento dipolar, será H–F.

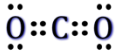
La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en Castilla y León 2010 se pregunta el orden de polaridad de las moléculas).

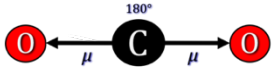
3.15. Dadas las siguientes afirmaciones sobre la molécula de dióxido de carbono, indique cuál de ellas no es cierta.
a) Es una molécula lineal.
b) Es una molécula polar.
c) Tiene enlaces polares.
d) Tiene dos átomos de oxígeno por cada átomo de carbono.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo



central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

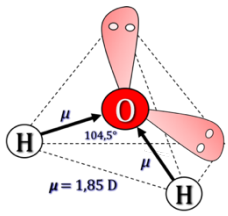
La respuesta correcta es la **b**.

3.16. ¿Cuál de las siguientes moléculas es no polar, aunque sus enlaces son polares?
a) HCl
b) H_2O
c) NH_3
d) BF_3

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

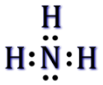
▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

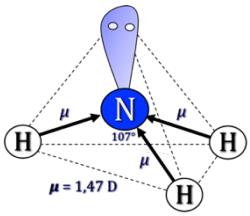


Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}85$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:

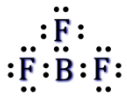


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

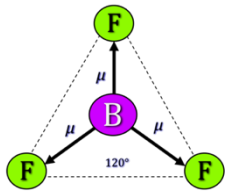


Como el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}47$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.



Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de cloruro de hidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCl es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya que solo hay dos átomos.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), la molécula presenta un único dipolo ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}08$ D) y es polar.

La respuesta correcta es **d**.

3.17. Indique que afirmación es correcta para las moléculas H_2S, O_2, HCN y CF_4:
a) H_2S y O_2 son moléculas polares.
b) Solo tienen geometría lineal H_2S y HCN.
c) Todas ellas, menos el oxígeno, tienen carácter ácido.
d) O_2 y HCN presentan algún enlace múltiple.
e) La molécula de CF_4 es plana.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. Murcia 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dioxígeno es:

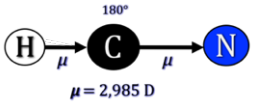


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el O_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es trigonal y su geometría lineal ya que solo hay dos átomos y, como ambos son iguales, no existe ningún dipolo y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de cianuro de hidrógeno es:

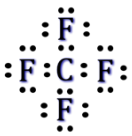


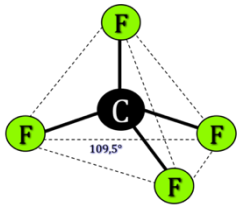
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCN es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



Como el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) y el carbono ($\chi = 2{,}55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 2{,}985$ D) y la molécula es polar.

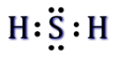
▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de carbono es:

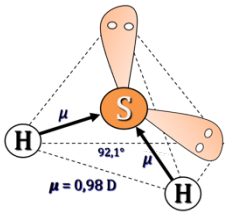




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de dihidrógeno es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el azufre ($\chi = 2{,}58$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}978$ D) y la molécula es polar.

a) Falso. El O_2 no es polar.

b-e) Falso. La molécula de H_2S no es lineal y la de CF_4 no es plana

c) Falso. Ninguna se comporta como ácido de Lewis y solo HS_2 y HCN son ácidos según Brönsted.

d) **Verdadero**. El O_2 presenta un enlace doble y el HCN un enlace triple.

La respuesta correcta es la **d**.

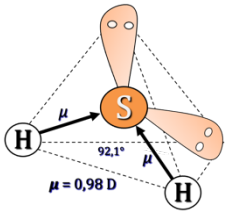
3.18. Dadas las siguientes moléculas F_2, ClF, HCl, CsF, H_2S y PH_3:
Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:
a) No existe ninguna covalente apolar.
b) Están ordenadas de menor a mayor polaridad.
c) Solo una posee enlace fundamentalmente iónico.
d) Todas son moléculas planas.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. La Rioja 2018) (O.Q.L. Baleares 2019) (O.Q.L. Cádiz 2019)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de dihidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el azufre ($\chi = 2{,}58$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}978$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de monofluoruro de cloro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya que solo hay dos átomos.

Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el cloro ($\chi = 3{,}16$), la molécula presenta un único dipolo ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}89$ D) y es polar.

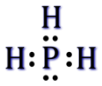
▪ La estructura de Lewis de la molécula de cloruro de hidrógeno es:



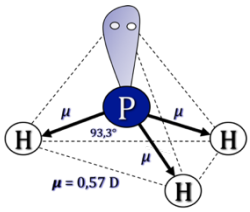
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCl es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya que solo hay dos átomos.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), la molécula presenta un único dipolo ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}08$ D) y es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de fosfano es:

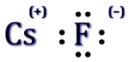


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



Como el fósforo ($\chi = 2{,}19$) es ligeramente menos electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}574$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la especie fluoruro de cesio es:



El CsF no es una molécula, se trata de una sustancia con enlace predominantemente iónico y lo que se representa mediante la notación de Lewis son las estructuras de los iones que forman dicha sustancia. La elevada diferencia de electronegatividad que existe entre el cesio ($\chi = 0{,}79$) y el flúor ($\chi = 3{,}96$) motiva que esta sustancia presente un elevado momento dipolar ($\boldsymbol{\mu} = 7{,}88$ D).

▪ La estructura de Lewis de la molécula de diflúor es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el F_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya que solo hay dos átomos y, como ambos son iguales, no existe ningún dipolo y la molécula es no polar.

a) Falso. Todas son polares excepto el F_2.

b) Falso. La máxima polaridad le corresponde al CsF ya que es una sustancia con enlace predominantemente iónico y la mínima al F_2 con enlace covalente apolar, por lo que el orden de las sustancias por polaridad creciente (D) es:

$$F_2\ (0) < PH_3\ (0{,}574) < ClF\ (0{,}89) < HCl\ (1{,}08) < H_2S\ (0{,}978) < CsF\ (7{,}88)$$

c) **Verdadero**. La única sustancia con enlace predominantemente iónico es CsF.

d) Falso. Las únicas moléculas planas al estar formadas por dos átomos son F_2, ClF y HCl. El CsF al ser una sustancia iónica forma una red cristalina.

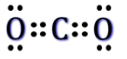
La respuesta correcta es la **c**.

(Esta cuestión se repite en La Rioja 2008 con las moléculas Cl_2, IF, HF, NaBr, H_2S y NH_3).

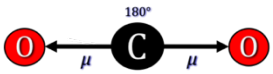
3.19. ¿Cuál de estas afirmaciones es correcta?
a) La molécula de CO_2 es polar.
b) La molécula de CCl_4 es apolar.
c) La molécula de BF_3 es polar.
d) La molécula de NH_3 es apolar.

(O.Q.L. Baleares 2003)

a) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



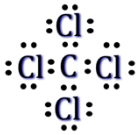
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo

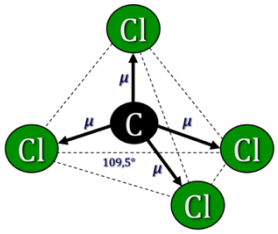


central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

b) **Verdadero**. La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:

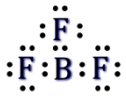


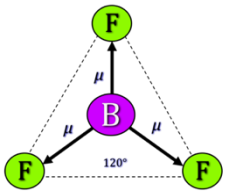


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

c) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:

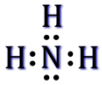


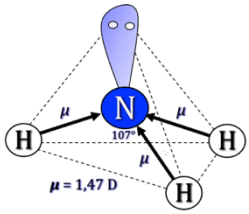


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

d) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

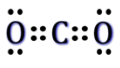
Como el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}47$ D) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **b**.

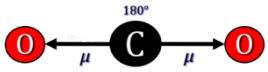
3.20. De las siguientes moléculas, solo una es polar. Indíquela.
a) Cl_2
b) CCl_4
c) CO_2
d) H_2O

(O.Q.L. Murcia 2004)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

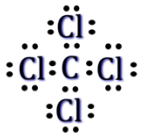


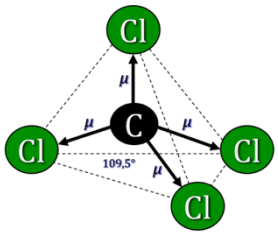
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:



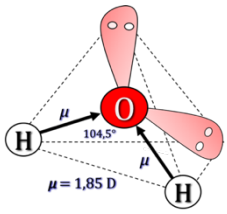


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa, geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}85$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloro es:



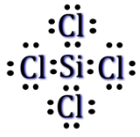
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya que solo hay dos átomos y, como ambos son iguales, no existe ningún dipolo y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la **d**.

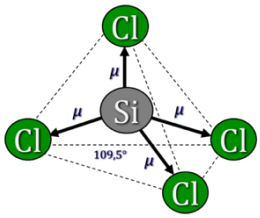
3.21. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera para molécula de $SiCl_4$?
a) No tiene momento dipolar porque la suma vectorial de los momentos de sus enlaces es 0.
b) Tiene momento dipolar porque el átomo central es poco electronegativo.
c) Tiene momento dipolar porque sus enlaces son polares.
d) No tiene momento dipolar porque todos los átomos tienen la misma electronegatividad.
e) No tiene momento dipolar porque la molécula es plana.

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Cantabria 2016)

La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de silicio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $SiCl_4$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría molecular es tetraédrica.



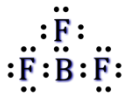
Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el silicio ($\chi = 1{,}90$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la **a**.

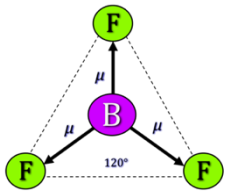
3.22. ¿Cuál de las siguientes moléculas: ICl, BF_3, NO, SO_2, es no polar?
a) BF_3
b) ICl
c) NO
d) SO_2

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:

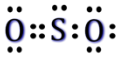


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.

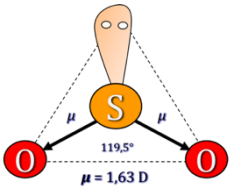


Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}63$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de monocloruro de yodo es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ICl es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya que solo hay dos átomos.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el yodo ($\chi = 2{,}66$), el enlace es polar y la molécula también lo es ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}21$ D).

▪ La estructura de Lewis de la molécula de monóxido de nitrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya que solo hay dos átomos.

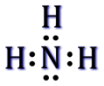
Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$), el enlace es polar y la molécula también lo es ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}16$ D).

La respuesta correcta es la **a**.

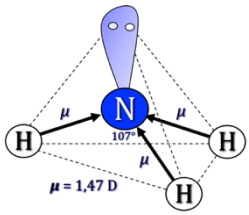
3.23. ¿Cuál de las siguientes moléculas es apolar?
a) Amoniaco
b) Tetracloruro de carbono
c) Difluorometano
d) Cloruro de hidrógeno

(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. Baleares 2007)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:

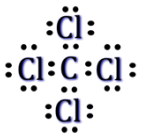


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

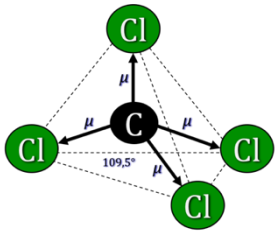


Como el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}47$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:

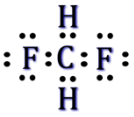


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

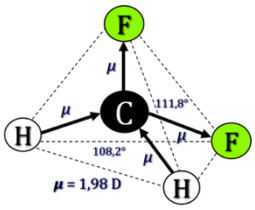


Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de difluorometano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_2F_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) y el carbono ($\chi = 2{,}55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}98$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de cloruro de hidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCl es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya que solo hay dos átomos.

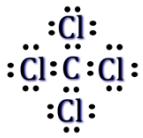
Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), el enlace es polar y la molécula también lo es ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}08$ D).

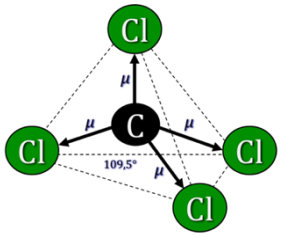
La respuesta correcta es la **b**.

3.24. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta momento dipolar?
a) CCl_4
b) CH_4
c) $CHCl_3$
d) C_6H_6

(O.Q.L. País Vasco 2005)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:

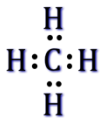


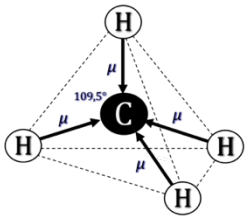


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

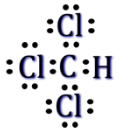


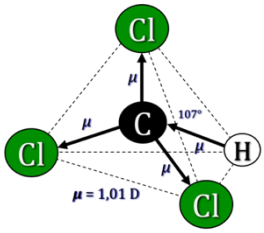


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el carbono ($\chi = 2{,}55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de triclorometano o cloroformo es:

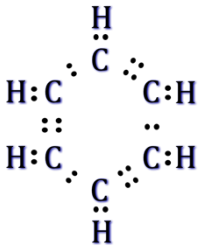


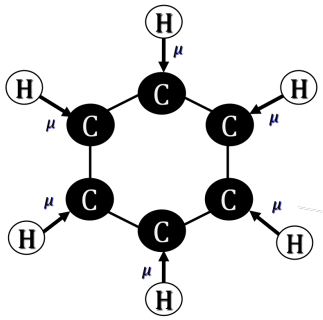


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $CHCl_3$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}01$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de benceno es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_6H_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo de central (carbono) se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es trigonal y su geometría plana.

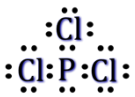
Como el carbono ($\chi = 2{,}55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

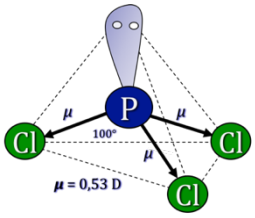
La respuesta correcta es la **c**.

3.25. ¿Cuál de las siguientes moléculas es apolar?
a) H_2O
b) PCl_3
c) BF_3
d) NH_3
e) CH_3Cl
f) H_2S

(O.Q.L. Sevilla 2005) (O.Q.L. Sevilla 2007) (O.Q.L. Sevilla 2014)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de fósforo es:



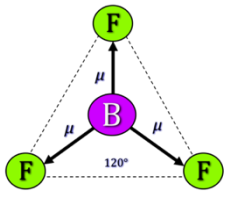


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2{,}19$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}78$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:





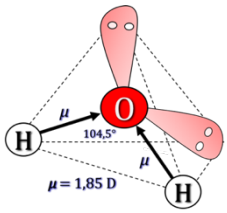
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:

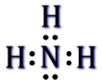


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

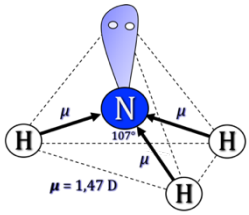


Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}85$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:

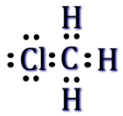


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

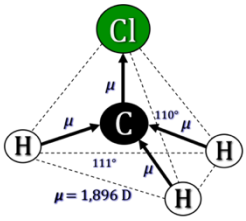


Como el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}47$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de clorometano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_3Cl es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

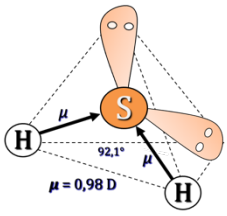


Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) y el carbono ($\chi = 2{,}55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}896$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de dihidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



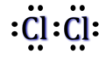
Como el azufre ($\chi = 2{,}58$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}978$ D) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **c**.

3.26. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta mayor momento dipolar?
a) Cl_2
b) NH_3
c) CH_4
d) CO_2
e) $BeCl_2$

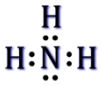
(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Murcia 2008)

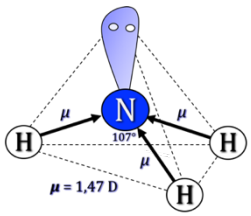
▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya que solo hay dos átomos y, como ambos son iguales, no existe ningún dipolo y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:

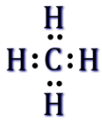


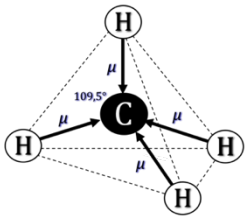


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}47$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

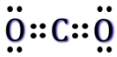




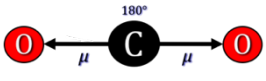
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el carbono ($\chi = 2{,}55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

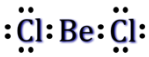


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de berilio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $BeCl_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1{,}57$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



La respuesta correcta es la **b**.

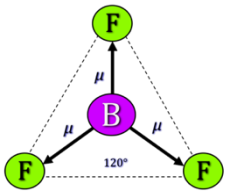
3.27. La molécula de BF_3 es:
a) Triangular y apolar
b) Triangular y polar
c) Piramidal y polar
d) Piramidal y apolar
e) Plana cuadrada

(O.Q.L. Sevilla 2006)

La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.



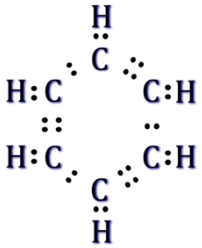
Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la **a**.

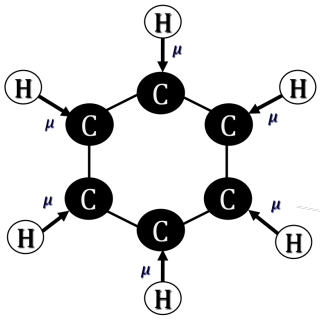
3.28. Indique cuáles de las siguientes moléculas son polares: agua, tricloruro de boro, trifluoruro de fósforo, tetracloruro de carbono y benceno.
a) Agua y benceno
b) Agua y trifluoruro de fósforo
c) Agua y tetracloruro de carbono
d) Agua, trifluoruro de fósforo y tricloruro de boro

(O.Q.L. Baleares 2006) (O.Q.L. Madrid 2018) (O.Q.L. Baleares 2020)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de benceno es:



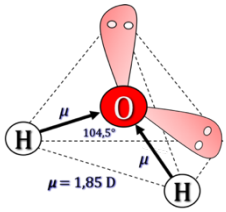
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_6H_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo de central (carbono) se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es trigonal y su geometría plana.



Como el carbono ($\chi = 2{,}55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:

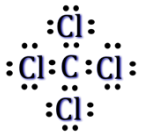


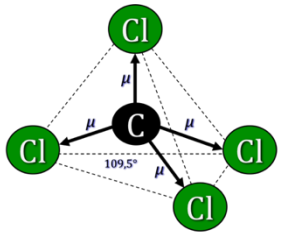


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}85$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:



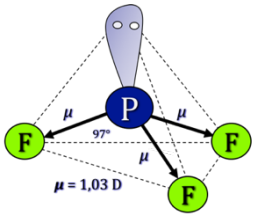


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de fósforo es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2{,}19$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}03$ D) y la molécula es polar.

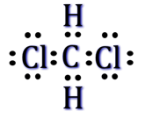
La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en Baleares 2020 se reemplaza PF_3 por PCl_3).

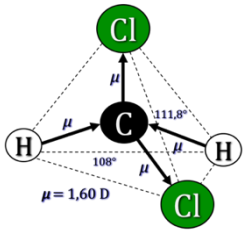
3.29. ¿Cuáles de las siguientes moléculas es no polar?
a) CH_2Cl_2
b) Cl_3CCH_3
c) NH_3
d) PCl_5
e) Ninguna

(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.L. Madrid 2011)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de diclorometano es:

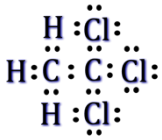


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_2Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

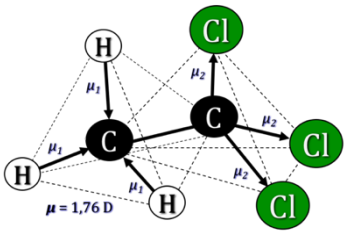


Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}60$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de 1,1,1-tricloroetano es:

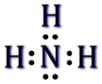


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV Cl_3CCH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central (carbono) se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica respecto a ambos.

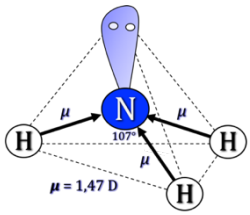


Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}76$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoiaco es:

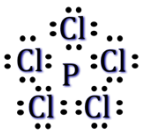


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres átomos unidos al átomo central.

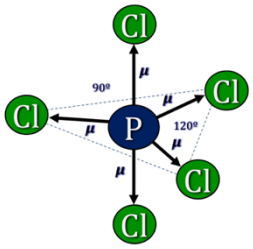


Como el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}47$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de pentacloruro de fósforo es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición y geometría es de bipirámide trigonal.



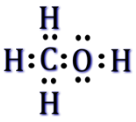
Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2{,}19$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

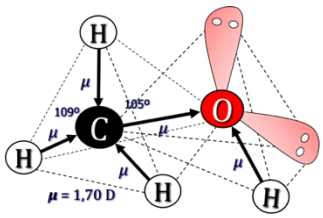
La respuesta correcta es la **d**.

3.30. De las siguientes moléculas: BCl_3, CH_3OH, SF_2 y ClF_3, ¿cuántas son polares?
a) 0
b) 1
c) 2
d) 3
e) 4

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.L. Galicia 2014)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de metanol es:



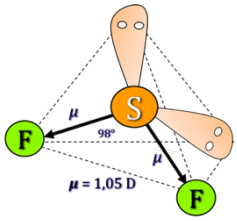


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_3OH es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo de central (carbono) se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) y el carbono ($\chi = 2{,}55$) son más electronegativos que más que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), todos los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}70$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de azufre es:

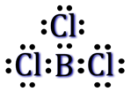


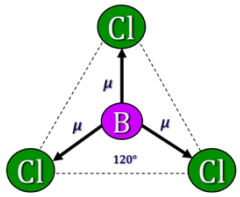


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}05$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de boro es:

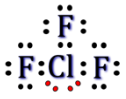


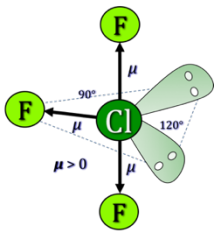


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de cloro es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría de "forma de T" debido a los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de cloro.

Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el cloro ($\chi = 3{,}16$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}600$ D) y la molécula es polar.

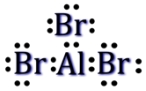
La respuesta correcta es la **d**.

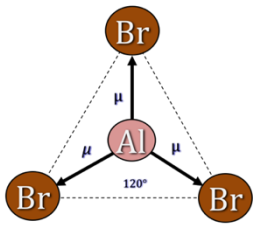
(En la cuestión propuesta en Galicia 2014 se cambia la molécula de BCl_3 por otra del mismo tipo, BF_3).

3.31. De los siguientes compuestos cuál presenta momento dipolar permanente:
a) $AlBr_3$
b) CCl_4
c) MgH_2
d) H_2O
e) SO_2

(O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.N. Alcalá 2016)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tribromuro aluminio es:

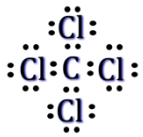


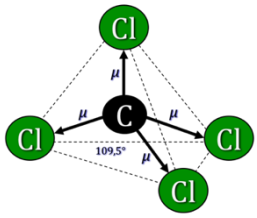


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $AlBr_3$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.

Como el bromo ($\chi = 2{,}96$) es más electronegativo que el aluminio ($\chi = 1{,}61$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:



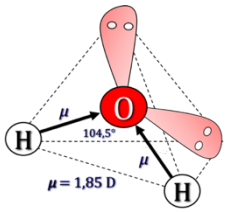


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:





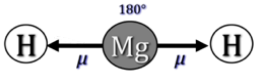
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}85$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dihidruro de magnesio es:

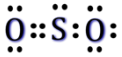


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el MgH_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

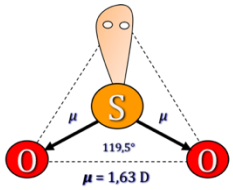


Como el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$) es más electronegativo que el magnesio ($\chi = 1{,}31$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



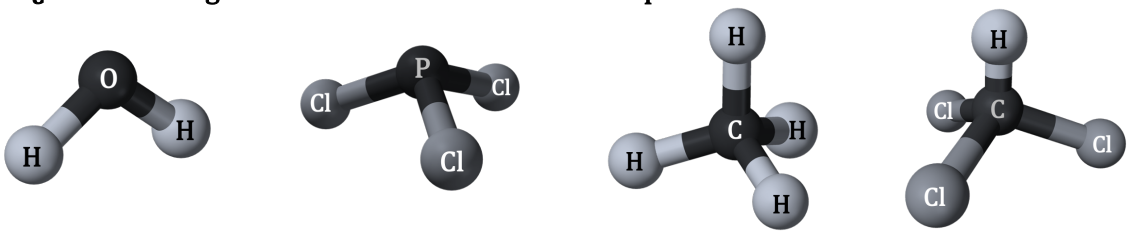
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}63$ D) y la molécula es polar.

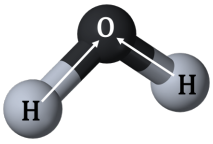
Las respuestas correctas son **d** y **e**.

3.32. ¿Cuál de las siguientes formas moleculares no es polar?

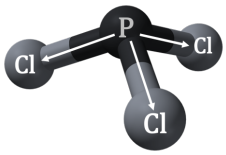


a) **b)** **c)** **d)**

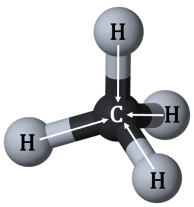
(O.Q.L. Murcia 2007)



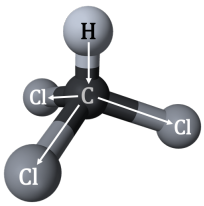
a) Falso. Según se observa en la figura, el H_2O tiene geometría angular. Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1,85$ D) y la molécula es polar.



b) Falso. Según se observa en la figura, el PCl_3 tiene geometría piramidal. Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2{,}19$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}78$ D) y la molécula es polar.



c) **Verdadero**. Según se observa en la figura, el CH_4 tiene geometría tetraédrica. Como el carbono ($\chi = 2{,}55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



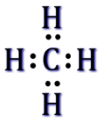
d) Falso. Según se observa en la figura, el $CHCl_3$ tiene geometría de tetraédrica. Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) y el carbono ($\chi = 2{,}55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}01$ D) y la molécula es polar.

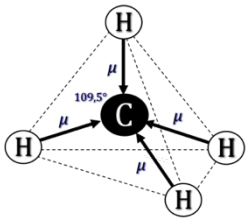
La respuesta correcta es la **c**.

3.33. ¿Cuáles de las siguientes moléculas tienen carácter polar?
1. CH_4 2. CH_3Cl 3. NH_3 4. HCN 5. CO_2
a) 2, 3, 4 y 5
b) 1, 2 y 3
c) 2, 3 y 4
d) 1, 2, 4 y 5
e) 2, 3 y 5

(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L: Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.L. Castilla y León 2015) (O.Q.L. Galicia 2015) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

1. La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

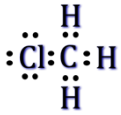


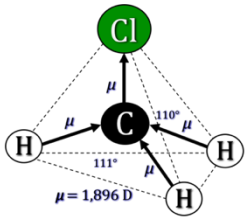


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el carbono ($\chi = 2{,}55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

2. La estructura de Lewis de la molécula de clorometano es:

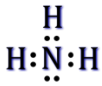


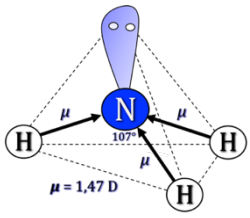


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_3Cl es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu}$ = 1,896 D) y la molécula es polar.

3. La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:





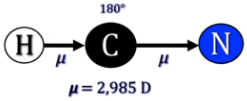
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres átomos unidos al átomo central.

Como el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu}$ = 1,47 D) y la molécula es polar.

4. La estructura de Lewis de la molécula de cianuro de hidrógeno es:

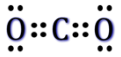


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCN es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y su geometría es lineal.



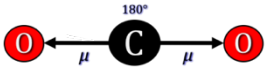
Como el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) es más electronegativo que carbono ($\chi = 2{,}55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 2{,}98$ D) y la molécula es polar.

5. La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

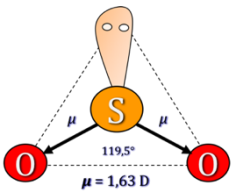


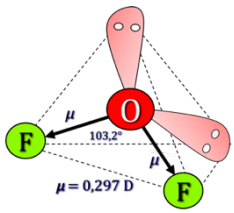
La respuesta correcta es la **c**.

3.34. Considerando moléculas triatómicas del tipo AB_2 se puede asegurar:
a) Si la molécula es angular no tendrá momento dipolar.
b) Que si la molécula es lineal no tendrá momento dipolar.
c) Que siempre serán polares.
d) Que no tienen en ningún caso momento dipolar.

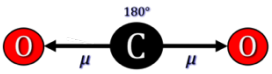
(O.Q.L. Baleares 2008)

a) Falso. Una molécula AB_2 con uno o dos pares de electrones solitarios sobre A tiene geometría angular debido a la repulsión que ejercen los pares solitarios sobre los otros dos pares de electrones de enlace A—B. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula y la molécula es polar.





b) **Verdadero**. Una molécula AB_2 sin pares de electrones solitarios sobre A tiene geometría lineal. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

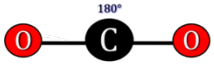


c) Falso. AB_2 indica únicamente la relación estequiométrica existente entre los elementos A y B. Según el modelo RPECV una molécula con esa estequiometría puede tener o no pares solitarios sobre el átomo central y ser del tipo:

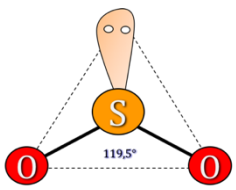
- AB_2 a la que corresponde una geometría lineal (por ejemplo, CO_2)
- AB_2E a la que corresponde una geometría angular (por ejemplo, SO_2)
- AB_2E_2 a la que corresponde una geometría angular (por ejemplo, ClO_2)

donde E indica el número de pares de electrones solitarios sobre el átomo A.

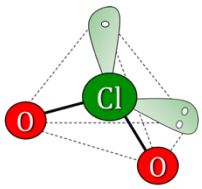
<u>AB_2 lineal</u>



<u>AB_2E angular</u>



<u>AB_2E_2 angular</u>



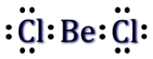
d) Falso. Tal como se ha explicado en los apartados a) y c).

La respuesta correcta es la **b**.

3.35. De las siguientes moléculas covalentes, ¿cuáles son polares?
1. $BeCl_2$ 2. PH_3 3. CO_2 4. $CHCl_3$ 5. $AlCl_3$ 6. BF_3
a) 1, 2 y 3
b) 1, 4, 5 y 6
c) 2 y 4
d) 2, 3 y 4

(O.Q.L. Madrid 2008)

1. La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de berilio es:

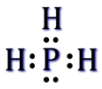


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $BeCl_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

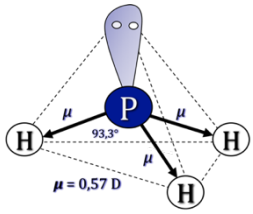
Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1{,}57$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



2. La estructura de Lewis de la molécula de fosfano es:

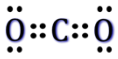


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



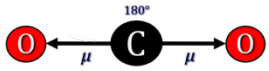
Como el fósforo ($\chi = 2{,}19$) es ligeramente menos electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0{,}574$ D) y la molécula es polar.

3. La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

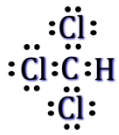


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

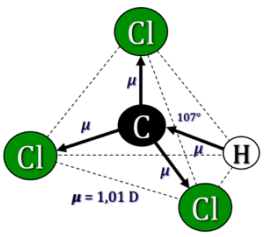
Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



4. La estructura de Lewis de la molécula de triclorometano es:

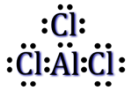


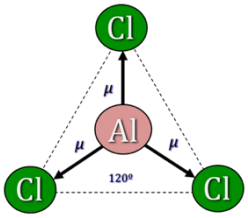
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $CHCl_3$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}01$ D) y la molécula es polar.

5. La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de aluminio es:



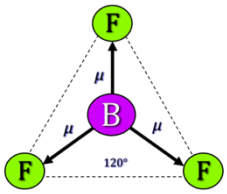


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $AlCl_3$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el aluminio ($\chi = 1{,}61$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

6. La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.

Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la **c**.

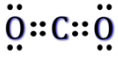
3.36. ¿Cuáles de las siguientes moléculas son polares?

1. CO_2 2. BF_3 3. PH_3 4. CCl_4 5. PCl_5

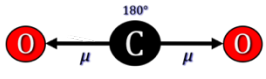
a) Solo 3
b) 1 y 2
c) 3 y 4
d) 3, 4 y 5
e) 3 y 5

(O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.L. Cantabria 2013)

1. La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



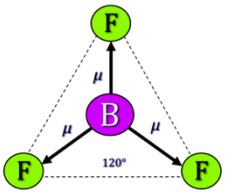
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2,, por lo que su disposición y geometría es lineal.



Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

2. La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:

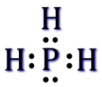




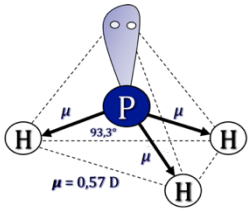
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.

Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

3. La estructura de Lewis de la molécula de fosfano es:

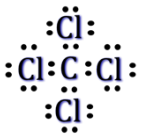


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

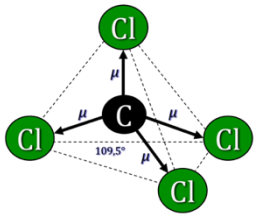


Como el fósforo ($\chi = 2{,}19$) es ligeramente menos electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}574$ D) y la molécula es polar.

4. La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:

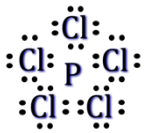


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

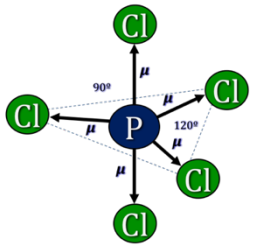


Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

5. La estructura de Lewis de la molécula de pentacloruro de fósforo es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición y geometría es de bipirámide triangular.



Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2{,}19$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a las propuestas en Castellón 2008 y Madrid 2008).

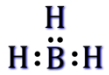
3.37. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de átomos pueden formar una molécula polar?
a) H y Br
b) H y H
c) H y B
d) Na y Br

(O.Q.L. Murcia 2009)

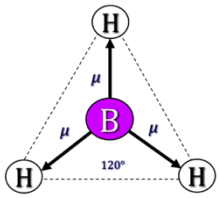
a) **Verdadero**. La combinación de H y Br forma la molécula de HBr en la que el átomo de Br ($\chi = 2{,}96$) es más electronegativo que el de H ($\chi = 2{,}20$), por este motivo, se crea un único dipolo que hace que la molécula sea polar ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}827$ D).

b) Falso. La combinación H y H se descarta ya que, al ser dos los átomos iguales, es imposible que se cree un dipolo.

c) Falso. La combinación de H y B forma la molécula de borano cuya estructura de Lewis es:



De acuerdo con el modelo RPECV el BH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.



Como el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

d) Falso. La combinación de Na y Br forma el compuesto NaBr. Como Br (no metal con tendencia a ganar un electrón) es bastante más electronegativo que Na (metal con tendencia a ceder un electrón) se forman iones que dan lugar a una red cristalina sólida a temperatura ambiente.

La respuesta correcta es la **a**.

3.38. Un compuesto tipo AX_3 no tiene momento dipolar, mientras que otro tipo MX_3 sí que lo tiene, en ambos casos X es un halógeno. Con estos datos indique cuál de las siguientes respuestas es correcta:
a) El compuesto AX_3 tiene un doble enlace.
b) La molécula AX_3 no debe tener una forma plana con ángulos de enlace de 120°.
c) El átomo M del compuesto MX_3 debe tener electrones sin compartir.
d) El átomo A es más electronegativo que el átomo M.

(O.Q.L. Madrid 2009)

a-b) Falso. Si el compuesto AX_3 no tiene momento dipolar, es que se trata de una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que:

- su disposición y geometría es triangular plana
- con enlaces sencillos y con ángulos de enlace de 120°
- sin pares de electrones solitarios sobre el átomo A.

De acuerdo con lo anterior, A tiene tres electrones de valencia, por lo que este elemento debe pertenecer al grupo 13 de la tabla periódica.

c) **Verdadero**. Si el compuesto MX_3 sí tiene momento dipolar, es que se trata de una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula:

- $MX_3E \rightarrow$ número estérico (m+n) = 4 $\rightarrow$ geometría piramidal ($\alpha = 109{,}5°$)
- $MX_3E_2 \rightarrow$ número estérico (m+n) = 5 $\rightarrow$ geometría "forma de T" ($\alpha = 90°$ y 120°)

A estas estructuras les corresponden uno o dos pares de electrones solitarios sobre el átomo M, respectivamente. De acuerdo con lo anterior, M tiene siete electrones de valencia, por lo que también es un halógeno.

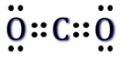
d) Falso. Los elementos del grupo 17 (halógenos) son más electronegativos que los del grupo 13.

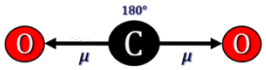
La respuesta correcta es la **c**.

3.39. ¿Cuál de las siguientes moléculas es apolar?
a) Fosfano
b) Dióxido de azufre
c) Dióxido de carbono
d) Clorometano

(O.Q.L. Madrid 2009)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

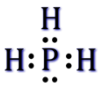


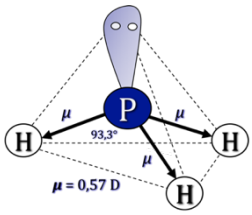


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de fosfano es:

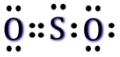


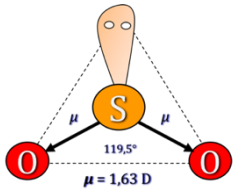


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el fósforo ($\chi = 2{,}19$) es ligeramente menos electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}57$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:

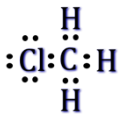


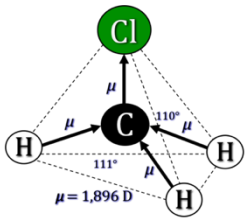


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}63$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de clorometano es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_3Cl es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) y el carbono ($\chi = 2{,}55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}896$ D) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **c**.

3.40. La polaridad de los enlaces covalentes de los siguientes compuestos disminuye en el orden:
b) $NH_3 > AsH_3 > SbH_3 > PH_3$
c) $PH_3 > SbH_3 > AsH_3 > NH_3$
d) $SbH_3 > AsH_3 > PH_3 > NH_3$
d) $NH_3 > PH_3 > AsH_3 > SbH_3$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

Será más polar el enlace en el que sea mayor la diferencia de electronegatividad.

Las diferencias de electronegatividad, según Pauling, existentes en cada uno de los enlaces propuestos son:

$\Delta\chi_{(N-H)} = 3{,}04 - 2{,}20 = 0{,}84$ $\Delta\chi_{(H-P)} = 2{,}20 - 2{,}19 = 0{,}01$

$\Delta\chi_{(H-As)} = 2{,}20 - 2{,}18 = 0{,}02$ $\Delta\chi_{(H-Sb)} = 2{,}20 - 2{,}05 = 0{,}15$

Por tanto, el orden decreciente de polaridad del enlace es:

$NH_3 > PH_3 > AsH_3 > SbH_3$

La respuesta correcta es la **d**.

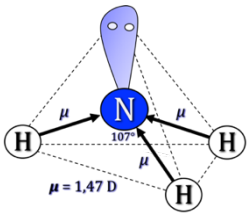
3.41. En las siguientes parejas de moléculas, una de ellas es polar y la otra apolar:
(HI y I_2) (NH_3 y BF_3) (H_2O y $BeCl_2$)
Indique cuáles son las moléculas polares de cada grupo.
a) HI, BF_3 y $BeCl_2$
b) I_2, BF_3 y $BeCl_2$
c) HI, NH_3 y $BeCl_2$
d) HI, NH_3 y H_2O

(O.Q.L. Castilla y León 2011) (O.Q.L. Cantabria 2015)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

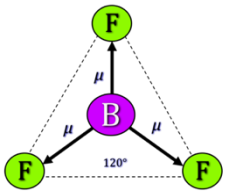


Como el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}47$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:

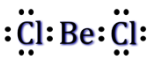


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.



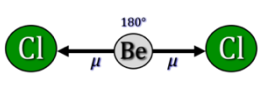
Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de berilio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $BeCl_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

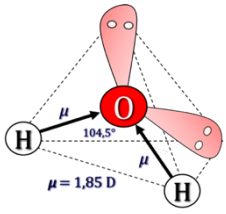
Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1{,}57$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}85$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de yoduro de hidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HI es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya que solo hay dos átomos.

Como el yodo ($\chi = 2{,}66$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), el enlace y la molécula son polares ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}45$ D).

▪ La estructura de Lewis de la molécula de diyodo es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el I_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya que solo hay dos átomos y, como ambos son idénticos, no existe ningún dipolo y la molécula es no polar.

Las moléculas polares de cada grupo son HI, NH_3 y H_2O.

La respuesta correcta es la **d**.

3.42. Ordene las siguientes moléculas en función de su momento dipolar nulo.
a) CO < HBr < HF < CCl_4
b) CCl_4 < CO < HBr < HF
c) HF < HBr < CCl_4 < CO
d) HBr < CO < HF < CCl_4

(O.Q.L. Baleares 2010)

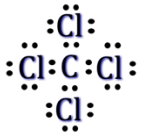
▪ Las estructuras de Lewis de las moléculas de monóxido de carbono, bromuro de hidrógeno y fluoruro de hidrógeno son:

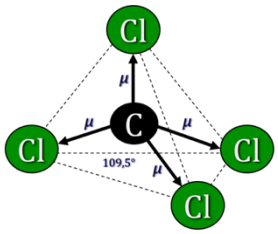


Las moléculas de CO, HF y HBr son moléculas lineales ya que están formadas solo por dos átomos. También se trata de moléculas polares ya que, como los elementos que las forman tienen diferente valor de la electronegatividad, en cada una de ellas existe un dipolo dirigido hacia el elemento más electronegativo.

- CO → $\Delta\chi = 3{,}44 - 2{,}55 = 0{,}89$. Presenta un enlace triple muy corto que la hace poco polar ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}112$ D).
- HBr → $\Delta\chi = 2{,}96 - 2{,}20 = 0{,}76$. Presenta un enlace sencillo que compensa la menor diferencia de electronegatividad con la anterior y que la hace más polar ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}827$ D).
- HF → $\Delta\chi = 3{,}98 - 2{,}20 = 1{,}78$. Presenta un enlace sencillo más corto que el anterior que se ve compensado con la mayor diferencia de electronegatividad y que la hace más polar de las tres ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}82$ D).

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

El orden creciente de los momentos dipolares es:

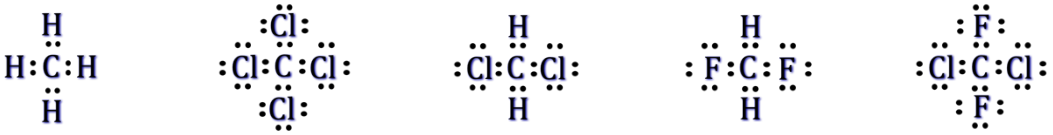
$$CCl_4 < CO < HBr < HF$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.43. ¿Cuál de las siguientes series de moléculas está ordenada de la más a la menos polar?
a) $CH_4 > CF_2Cl_2 > CF_2H_2 > CCl_4 > CCl_2H_2$
b) $CH_4 > CF_2H_2 > CF_2Cl_2 > CCl_4 > CCl_2H_2$
c) $CF_2Cl_2 > CF_2H_2 > CCl_2H_2 > CH_4 = CCl_4$
d) $CF_2H_2 > CCl_2H_2 > CF_2Cl_2 > CH_4 = CCl_4$
e) $CF_2Cl_2 > CF_2H_2 > CCl_4 > CCl_2H_2 > CH_4$

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Extremadura 2016) (O.Q.L. Baleares 2017)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:

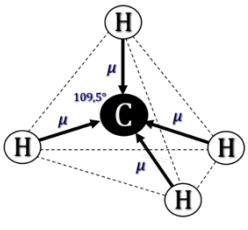


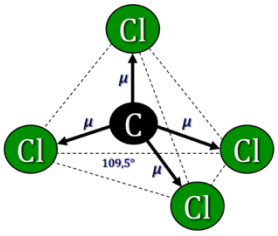
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV las cinco moléculas tienen una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Las electronegatividades, según Pauling, de los elementos que integran estas moléculas son $\chi_F = 3{,}98$; $\chi_{Cl} = 3{,}16$; $\chi_C = 2{,}55$ y $\chi_H = 2{,}20$; por tanto, todos los enlaces son polares, tanto más cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad $\Delta\chi$:

$$C{-}H\ (0{,}35) < C{-}Cl\ (0{,}61) < C{-}F\ (1{,}78)$$

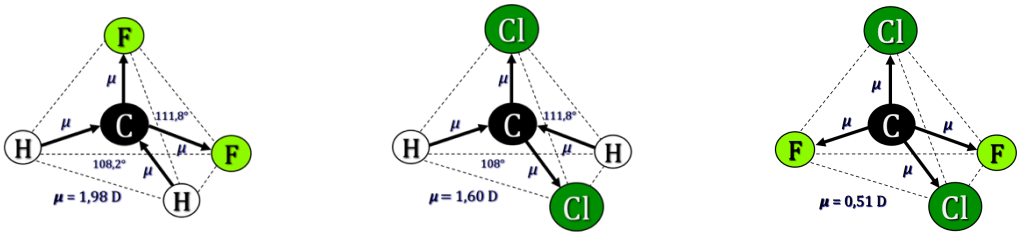
En el caso de las moléculas de CH_4 y CCl_4, con esa geometría y con los cuatro vectores momento dipolar iguales, la resultante de los mismos en cada una de las moléculas es nula por lo que ambas son no polares.





▪ En el caso de las moléculas de CF_2H_2, CCl_2H_2 y CF_2Cl_2, con esa geometría y con los cuatro vectores momento dipolar iguales dos a dos, la resultante de los mismos en cada una de ellas no es nula y por ello las tres son polares.

Teniendo en cuenta la geometría, el módulo y sentido de los vectores momento dipolar, es de esperar que la molécula de CF_2H_2 sea la más polar y la de CF_2Cl_2 sea la menos polar de las tres.



El orden correcto de polaridad decreciente es:

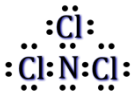
$$CF_2H_2 > CCl_2H_2 > CF_2Cl_2 > CH_4 = CCl_4$$

La respuesta correcta es la **d**.

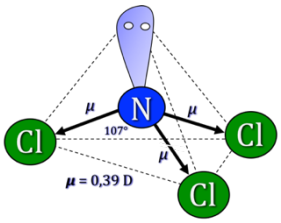
3.44. ¿Qué molécula no tiene momento de dipolo permanente?
a) BCl_3
b) NCl_3
c) $CHCl_3$
d) PCl_3

(O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Madrid 2013)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de nitrógeno es:

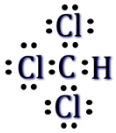


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

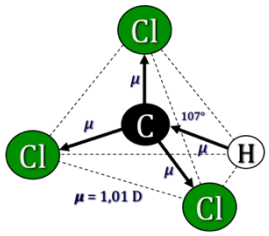


Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}39$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de triclorometano o cloroformo es:

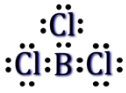


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $CHCl_3$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

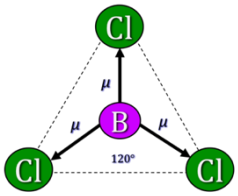


Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}01$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de boro es:

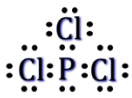


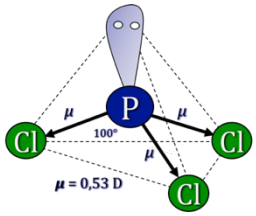
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.



Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de fósforo es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2{,}19$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}78$ D) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **a**.

3.45. Teniendo en cuenta que los valores de la electronegatividad según la escala de Pauling de H, O, Na, S y Cl son 2,1; 3,5; 0,9; 2,5 y 3,0; respectivamente, ¿cuál de los siguientes enlaces es más polar?
a) H−O
b) H−Na
c) H−S
d) H−Cl

(O.Q.L. Murcia 2011)

Será más polar el enlace en el que sea mayor la diferencia de electronegatividad.

Las diferencias de electronegatividad, según Pauling, existentes en cada enlace son:

$$\Delta\chi_{(O-H)} = 3{,}5 - 2{,}1 = 1{,}4 \qquad \Delta\chi_{(H-Na)} = 2{,}1 - 0{,}9 = 1{,}2$$

$$\Delta\chi_{(S-H)} = 2{,}5 - 2{,}1 = 0{,}4 \qquad \Delta\chi_{(Cl-H)} = 3{,}0 - 2{,}1 = 0{,}9$$

Por tanto, el enlace más polar es H−O.

La respuesta correcta es la **a**.

3.46. El orden de polaridad creciente de los siguientes enlaces Cl−H, S−H, P−H, Si−H es:
a) Cl−H < S−H < P−H < Si−H
b) Si−H < Cl−H < S−H < P−H
c) Cl−H < P−H < S−H < Si−H
d) S−H < Si−H < Cl−H < P−H
e) Si−H < P−H < S−H < Cl−H

(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.L. Galicia 2017)

Será más polar el enlace en el que sea mayor la diferencia de electronegatividad.

Se trata de cuatro elementos consecutivos del tercer periodo, la electronegatividad dentro de un periodo aumenta conforme aumenta la carga efectiva del elemento, por que será máxima en el cloro ($Z = 17$) y mínima en el silicio ($Z = 14$).

De acuerdo con lo anterior, el orden creciente de diferencias de electronegatividad (en valor absoluto) y de polaridad de los enlaces es:

$$Si-H < P-H < S-H < Cl-H$$

La respuesta correcta es la **e**.

3.47. Indique cuál de los siguientes haluros, en estado gaseoso, no posee momento dipolar permanente:
a) HI
b) BCl_3
c) HCl
d) SCl_2

(O.Q.L. Murcia 2012)

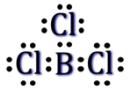
▪ Las estructuras de Lewis de las moléculas de yoduro de hidrógeno y cloruro de hidrógeno son:



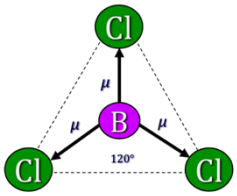
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, HI y HCl son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya están formadas por solo dos átomos.

Como el yodo ($\chi = 2{,}66$) y el cloro ($\chi = 3{,}16$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los respectivos enlaces son polares y las moléculas también lo son ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}448$ D y 1,08 D), respectivamente.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de boro es:

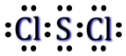


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.

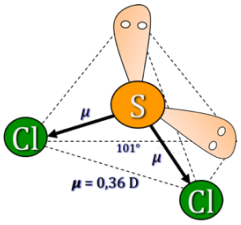


Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SCl_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) =4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



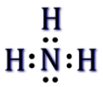
Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}36$ D) y la molécula es polar.

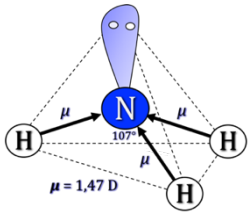
La respuesta correcta es la **b**.

3.48. De las moléculas, CO_2, CH_4, NH_3, BF_3 y $BeCl_2$, ¿cuál es polar?
a) CO_2
b) $BeCl_2$
c) CH_4
d) NH_3
e) BF_3
f) Ninguna

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013) (O.Q.L. Cantabria 2014) (O.Q.L. Granada 2016) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017) (O.Q.L. Extremadura 2019)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:

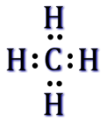


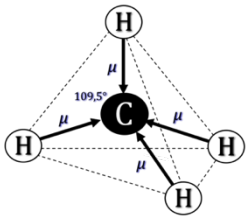


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}47$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

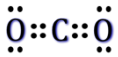




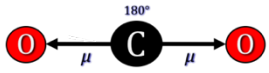
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el carbono ($\chi = 2{,}55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

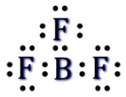


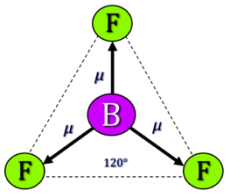
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:

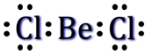


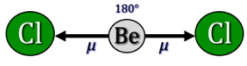


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.

Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de berilio es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $BeCl_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2 por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que berilio ($\chi = 1{,}57$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la **d**.

3.49. ¿Qué molécula es polar?
a) I_2
b) PF_5
c) SF_6
d) XeF_4
e) SO_2

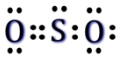
(O.Q.L. Valencia 2013)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de diyodo es:

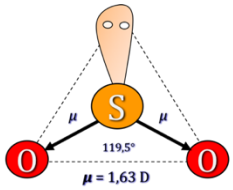


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el I_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya que solo hay dos átomos y, como ambos son idénticos, no existe ningún dipolo y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:

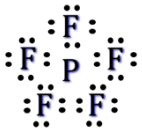


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

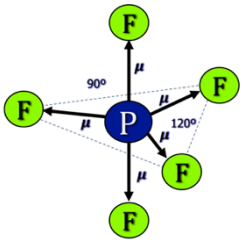


Como el oxígeno (χ = 3,44) es más electronegativo que el azufre (χ = 2,58), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu}$ = 1,63 D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de pentafluoruro de fósforo es:

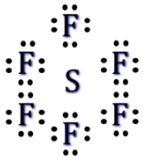


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PF_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición y geometría es de bipirámide trigonal.

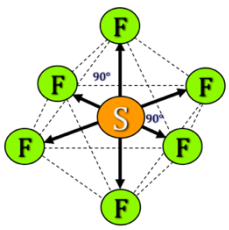


Como el flúor (χ = 3,98) es más electronegativo que el fósforo (χ = 2,19), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de hexafluoruro de azufre es:

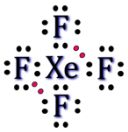


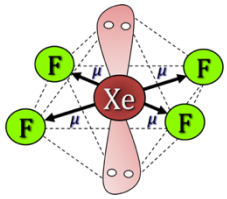
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_6, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6, por lo que su disposición y geometría es de bipirámide cuadrada.



Como el flúor (χ = 3,98) es más electronegativo que el azufre (χ = 2,58), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de xenón es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6, por lo que su disposición es bipirámide cuadrada y su geometría cuadrada plana ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.

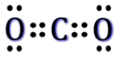
Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el xenón ($\chi = 2{,}6$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la **e**.

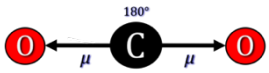
3.50. El CO_2 es una molécula:
a) Apolar
b) Polar
c) Poco polar
d) No es una molécula.

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



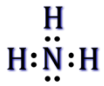
Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

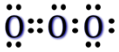
La respuesta correcta es la **a**.

3.51. En comparación con el momento dipolar del NH_3 el del O_3 es:
a) Mayor
b) Menor
c) Aproximadamente igual
d) El O_3 es apolar

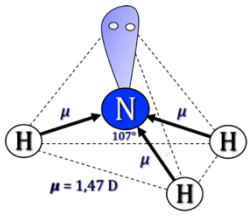
(O.Q.L. Castilla y León 2013)

Las estructuras de Lewis de las moléculas de amoniaco y ozono son:



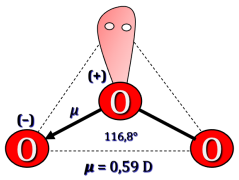


▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



Como el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}47$ D) y la molécula es polar.

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el O_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como existe una distribución asimétrica de la carga los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de ambos vectores momento dipolar no es nula y la molécula es polar ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}53$ D).

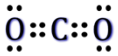
Mientras que la molécula de O_3 presenta un único dipolo, la de NH_3 presenta tres que son más fuertes debido a la mayor diferencia de electronegatividad entre los átomos, por tanto, el momento dipolar debe ser mayor en el NH_3.

La respuesta correcta es la **b**.

3.52. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta momento dipolar?
a) $BeCl_2$
b) CO_2
c) CH_4
d) SF_6
e) SO_2

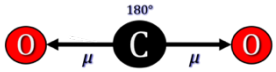
(O.Q.N. Oviedo 2014)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

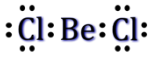


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

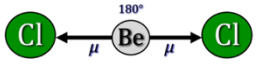


▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de bromo es:

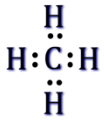


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $BeCl_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

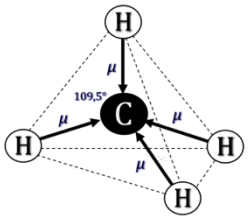
Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1{,}57$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

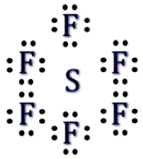


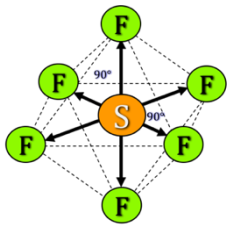
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Como el carbono ($\chi = 2{,}55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de hexafluoruro de azufre es:

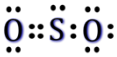


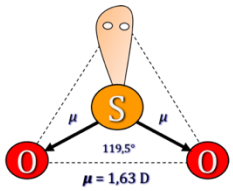


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_6, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6, por lo que su disposición y geometría es de bipirámide cuadrada.

Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

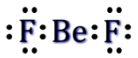
Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}63$ D) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **e**.

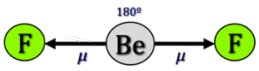
3.53. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta momento dipolar?
a) BeF_2
b) PF_3
c) $SiCl_4$
d) BF_3
e) CS_2

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de berilio es:

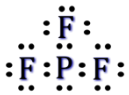


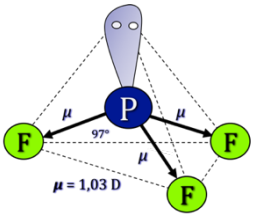
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1{,}57$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de fósforo es:

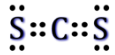




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

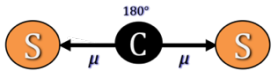
Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2{,}19$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}03$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de disulfuro de carbono es:

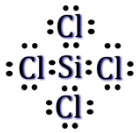


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CS_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

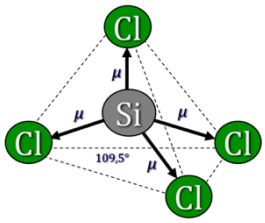
Como el azufre ($\chi = 2{,}58$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de silicio es:

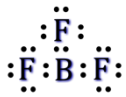


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $SiCl_4$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

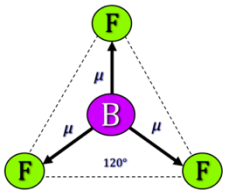


Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el silicio ($\chi = 1{,}90$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.



Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la **b**.

3.54. Ordene las siguientes sustancias por orden de polaridad decreciente:
a) $Cl_2 > HCl > NaCl > CCl_4$
b) $HCl > Cl_2 > CCl_4 > NaCl$
c) $NaCl > HCl > CCl_4 > Cl_2$
d) $NaCl > CCl_4 > HCl > Cl_2$

(O.Q.L. Baleares 2014) (O.Q.L. Baleares 2015)

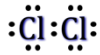
▪ La estructura de Lewis de la molécula de cloruro de hidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCl es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya que solo hay dos átomos.

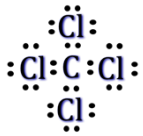
Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), el enlace es polar y la molécula también lo es ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}08$ D).

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloro es:

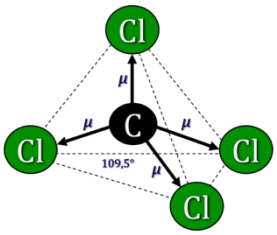


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya que solo hay dos átomos y, como ambos son iguales, no existe ningún dipolo y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ El NaCl es una sustancia con enlace predominantemente iónico debido a la gran diferencia de electronegatividad existente en los elementos que la integran, $\chi_{Cl} = 3{,}16$ y $\chi_{Na} = 0{,}93$. Por este motivo, el enlace entre ambos elementos es muy polar ($\boldsymbol{\mu} = 8{,}97$ D)

El orden correcto de polaridad decreciente es:

$$NaCl > HCl > CCl_4 = Cl_2$$

Ninguna respuesta es correcta.

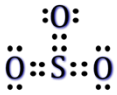
(En la cuestión propuesta en Baleares 2014 se pregunta polaridad creciente).

3.55. Las moléculas SO_2, SO_3, NH_3, CH_4 y PCl_5 se pueden clasificar en dos grupos: polares y apolares. Señale la respuesta correcta:

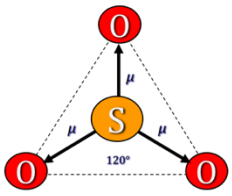
a) Polares: SO_2, NH_3 Apolares: SO_3, CH_4, PCl_5
b) Polares: SO_2, SO_3, NH_3 Apolares:, CH_4, PCl_5
c) Polares: SO_2, NH_3, PCl_5 Apolares: SO_3, CH_4
d) Polares: SO_2, SO_3 Apolares: NH_3, CH_4, PCl_5

(O.Q.L. Valencia 2014)

▪ La estructura de Lewis, considerando capa de valencia expandida, de la molécula de trióxido de azufre es:

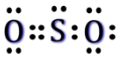


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.

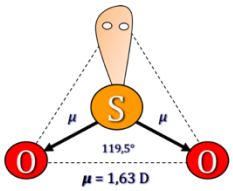


Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:

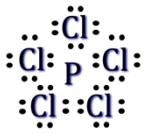


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

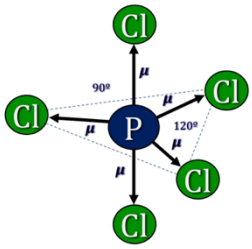


Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}63$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de pentacloruro de fósforo es:

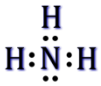


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición y geometría es de bipirámide triangular.

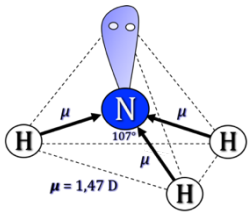


Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2{,}19$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:

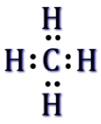


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

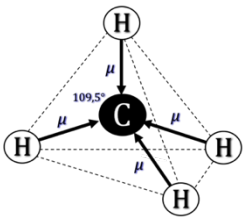


Como el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}47$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



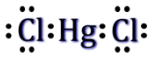
Como el carbono ($\chi = 2{,}55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la **a**.

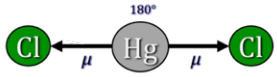
3.56. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene momento dipolar no nulo?
a) XeF_2
b) ClF_3
c) $HgCl_2$
d) $GeCl_4$

(O.Q.L. Valencia 2014)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de mercurio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $HgCl_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición y geometría es lineal.

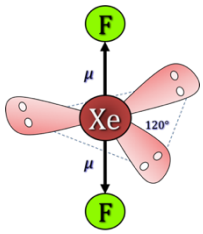


Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el mercurio ($\chi = 2{,}00$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de xenón es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición es bipirámide trigonal y su geometría lineal ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central y los tres pares solitarios están en el mismo plano.

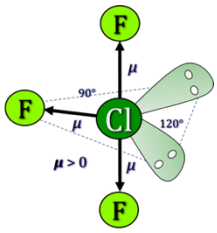


Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el xenón ($\chi = 2{,}60$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de cloro es:

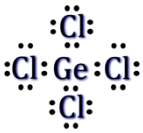


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición es bipirámide trigonal y su geometría de "forma de T" debido a los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de cloro.

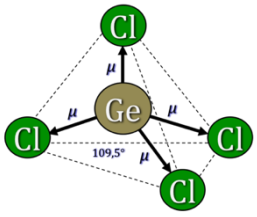


Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el cloro ($\chi = 3{,}16$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}600$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de germanio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $GeCl_4$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



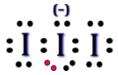
Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el germanio ($\chi = 2{,}01$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la **b**.

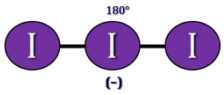
3.57. ¿Cuál de las siguientes especies moleculares tiene momento dipolar distinto de cero?
a) I_3^-
b) AlF_3
c) SF_6
d) PCl_5
e) ClF_3

(O.Q.N. Madrid 2015)

▪ La estructura de Lewis del ion triyoduro es:

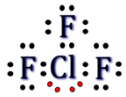


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el I_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5 por lo que su disposición es bipirámide trigonal y su geometría lineal ya que todos los pares de electrones solitarios situados sobre el átomo central se encuentran en el mismo plano.

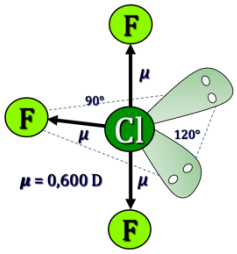


Esta especie no es molecular, es iónica y, por ese motivo es polar ya que tiene carga eléctrica neta.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de cloro es:

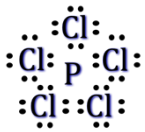


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF_3 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición es bipirámide trigonal y su geometría de "forma de T" debido a la presencia de dos pares de electrones solitarios sobre el átomo de cloro.

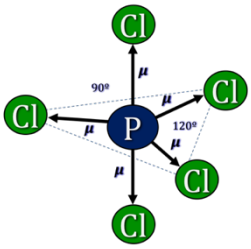


Como el flúor (χ = 3,98) es más electronegativo que el cloro (χ = 3,16), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es no nula (μ = 0,600 D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de pentacloruro de fósforo es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición y geometría es de bipirámide triangular.

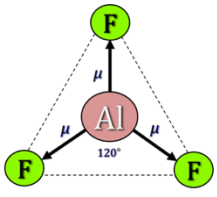


Como el cloro (χ = 3,16) es más electronegativo que el fósforo (χ = 2,19), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de aluminio es:

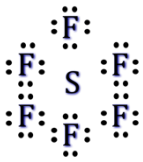


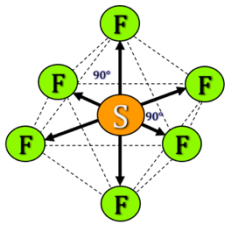
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el AlF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.



Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el aluminio ($\chi = 1{,}61$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de hexafluoruro de azufre es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_6, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6, por lo que su disposición y geometría es de bipirámide cuadrada.

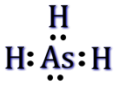
Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

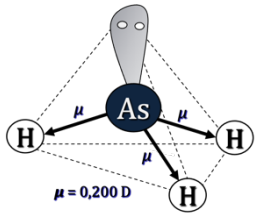
La respuesta correcta es la **e**.

3.58. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene momento dipolar?
a) AsH_3
b) CCl_4
c) PF_5
d) CO_2

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de arsano es:

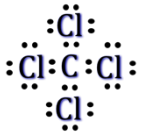


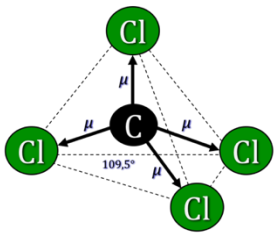


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el AsH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el arsénico ($\chi = 2{,}18$) es menos electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}200$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:

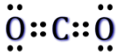




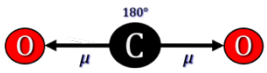
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el carbono ($\chi = 2{,}55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

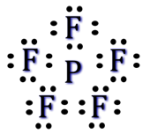


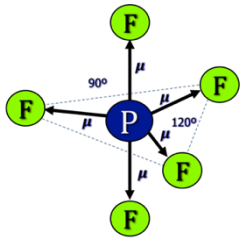
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



Como el carbono ($\chi = 2{,}55$) es menos electronegativo que el oxígeno ($\chi = 3{,}44$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de pentafluoruro de fósforo es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PF_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición y geometría es de bipirámide trigonal.

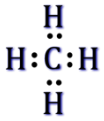
Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2{,}19$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

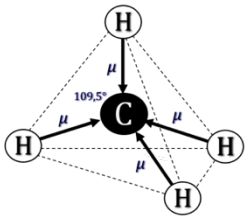
La respuesta correcta es la **a**.

3.59. De las siguientes especies solo una tiene momento dipolar:
a) CH_4
b) BF_3
c) BeH_2
d) H_2S

(O.Q.L. Valencia 2015)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

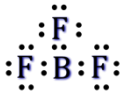


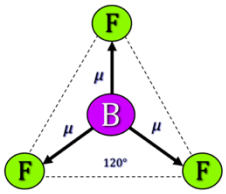


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el carbono ($\chi = 2{,}55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:





De acuerdo con la notación del modelo RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.

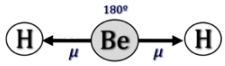
Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dihidruro de berilio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeH_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

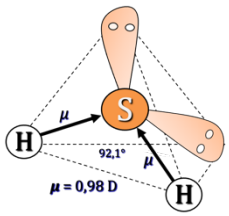
Como el berilio ($\chi = 1{,}57$) es menos electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de dihidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



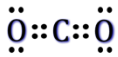
Como el azufre ($\chi = 2{,}58$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}98$ D) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **d**.

3.60. Dado el siguiente grupo de sustancias: H_2O, Li_2O, CO_2, HCN y KOH, indique cuál es la afirmación verdadera:
a) El H_2O y el HCN son moléculas angulares.
b) El Li_2O y el KOH son moléculas polares.
c) El CO_2 y el H_2O son moléculas apolares.
d) Ninguna de las anteriores es cierta.

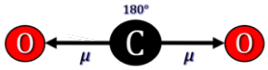
(O.Q.N. Alcalá 2016)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

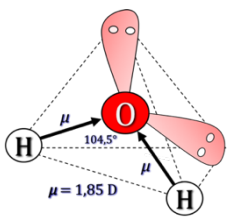
Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

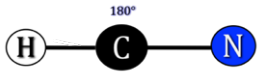


Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}85$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de cianuro de hidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCN es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



▪ Las sustancias Li_2O y KOH contienen metales alcalinos unidos a un elemento muy electronegativo como es el oxígeno, por lo que su enlace es predominantemente iónico y no forman moléculas sino redes cristalinas iónicas.

La respuesta correcta es la **d**.

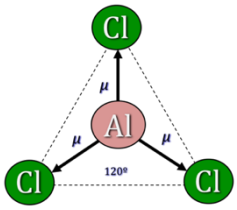
3.61. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones, en relación con las moléculas de CCl_4, PCl_3, $AlCl_3$ y $SiCl_4$, no es correcta?
a) El ángulo Cl–C–Cl es menor que el Cl–Al–Cl.
b) El CCl_4 y el $SiCl_4$ poseen estructura tetraédrica.
c) El PCl_3 y $AlCl_3$ son moléculas polares.
d) Todas las moléculas poseen enlaces polarizados.
e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. País Vasco 2016)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de aluminio es:

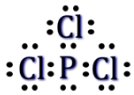


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $AlCl_3$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3 por lo que su disposición y geometría es triangular en la que los ángulos de enlace son de 120°.

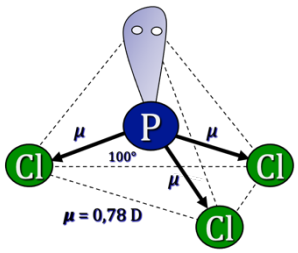


Como el cloro (χ = 3,16) es más electronegativo que el aluminio (χ = 1,61), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de fósforo es:

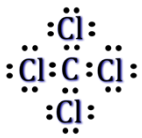


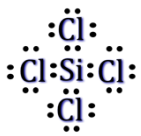
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



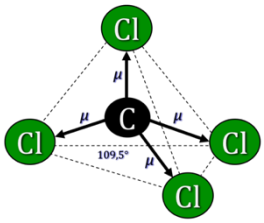
Como el cloro (χ = 3,16) es más electronegativo que el fósforo (χ = 2,19), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula (μ = 0,78 D) y la molécula es polar.

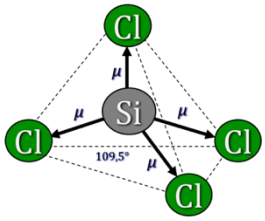
▪ Las estructuras de Lewis de las moléculas de tetracloruro de carbono y de tetracloruro de silicio son:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, CCl_4 y $SiCl_4$ son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica en la que los ángulos de enlace son de 109,5°.





Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$) y que el silicio ($\chi = 1{,}90$), en ambos casos, existen cuatro vectores momento dipolar dirigidos hacia el cloro pero, con esa geometría, la resultante de los mismos es nula y las moléculas son no polares.

a) Correcto. El ángulo Cl–C–Cl (109,5°) es menor que el Cl–Al–Cl (120°).

b) Correcto. CCl_4 y $SiCl_4$ tienen geometría tetraédrica.

c) **Incorrecto**. PCl_3 es una molécula polar, mientras que $AlCl_3$ es una molécula no polar.

d) Todas las moléculas poseen enlaces polarizados ya que los elementos que forman cada enlace tienen diferente electronegatividad.

La respuesta correcta es la **c**.

3.62. ¿Cuál de las opciones contiene solo moléculas apolares?
a) H_2O, $BeCl_2$ y BF_3
b) I_2, BF_3 y $BeCl_2$
c) HI, I_2 y NH_3
d) HI, H_2O y NH_3

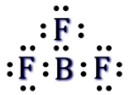
(O.Q.L. Castilla y León 2016)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de diyodo es:

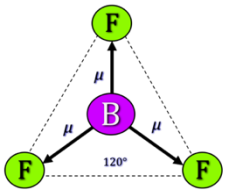


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el I_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya que está formada por solo dos átomos y, como ambos son iguales, no existe ningún dipolo y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.



Como el flúor más electronegativo ($\chi = 3{,}98$) que el boro ($\chi = 2{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

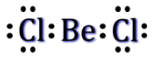
▪ La estructura de Lewis de la molécula de yoduro de hidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HI es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya que está formada por solo dos átomos.

Como el yodo ($\chi = 2{,}66$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), el enlace y la molécula son polares ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}448$ D).

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de berilio es:



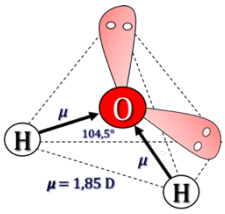
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $BeCl_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1{,}57$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:

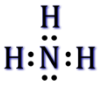


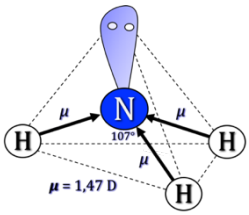


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}85$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}47$ D) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **b**.

3.63. Con respecto a las moléculas de difluoruro de berilio y difluoruro de oxígeno es cierto que:
a) Be–F es el enlace más polar y BeF_2 la molécula más polar.
b) O–F es el enlace más polar y OF_2 la molécula más polar.
c) Be–F es el enlace más polar y OF_2 la molécula más polar.
d) O–F es el enlace más polar y BeF_2 la molécula más polar.

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

Las diferencias de electronegatividad entre los elementos que forman los compuestos propuestos son:

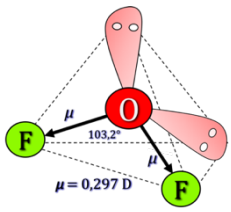
Compuesto	OF_2	BeF_2
$\Delta\chi$	(3,98 – 3,44) = 0,54	(3,98 – 1,57) = 2,41

▪ Aunque el enlace O–F es polar, la diferencia de electronegatividad es menor que 1, por lo que el enlace entre ambos elementos es predominantemente covalente.

▪ El enlace Be–F es muy polar y como la diferencia de electronegatividad es mayor que 2, el enlace entre ambos elementos es predominantemente iónico, por lo que es incorrecto hablar de la molécula de BeF_2 ya que se trata de una sustancia que forma una red cristalina iónica.

La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de oxígeno es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el OF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

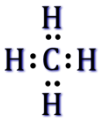
Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula y la molécula es polar ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}297$ D).

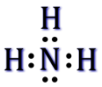
La respuesta correcta es la **c**.

3.64. ¿Qué molécula es más polar, la de metano o la de amoniaco?
a) Las dos son iguales de polares ya que los enlaces C—H y N—H son polares.
b) La de metano porque los momentos dipolares de sus enlaces no se anulan.
c) La de amoniaco porque los momentos dipolares de sus enlaces no se anulan.
d) Ninguna porque sus estructuras son simétricas.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

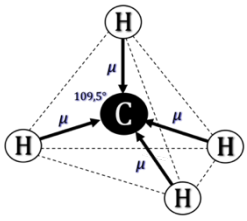
Las estructuras de Lewis de las moléculas de metano y de amoniaco son:

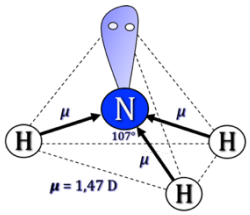




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, en ambas moléculas la distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que la disposición tetraédrica. En el caso del metano la geometría es tetraédrica, pero para el amoniaco la geometría es piramidal ya que solo tiene tres ligandos unidos al átomo central.

Como el carbono ($\chi = 2{,}55$) y el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces de ambas moléculas son polares, pero la geometría tetraédrica del metano hace que la resultante de los vectores momento dipolar sea nula y la molécula no polar. Sin embargo, en el caso del amoniaco, su geometría piramidal hace la resultante de los vectores momento dipolar no se anule ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}47$ D) y la molécula sea polar.



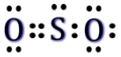


La respuesta correcta es la **c**.

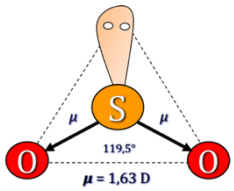
3.65. Indique, de las siguientes moléculas, la que tiene momento dipolar permanente:
a) CH_4
b) $BeCl_2$
c) SO_2
d) CO_2

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:

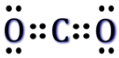


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



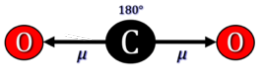
Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}63$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

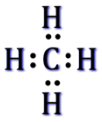


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

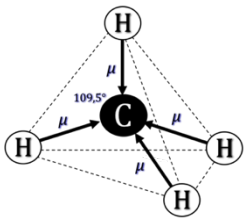
Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

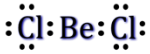


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Como el carbono ($\chi = 2{,}55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de berilio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $BeCl_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1{,}57$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



La respuesta correcta es la **c**.

3.66. De las siguientes moléculas, indique la de mayor momento dipolar:
a) Cl_2
b) HCl
c) PCl_3
d) PCl_5

(O.Q.L. Murcia 2016)

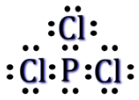
▪ La estructura de Lewis de la molécula de cloruro de hidrógeno es:

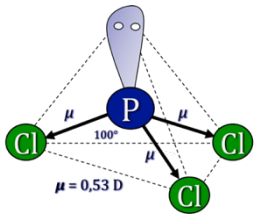


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCl es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya que solo hay dos átomos.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), el enlace y la molécula son polares ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}08$ D).

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de fósforo es:



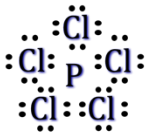


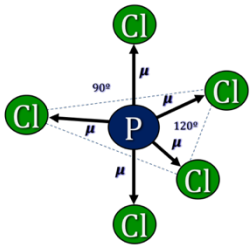
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2{,}19$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}78$ D) y la molécula es polar.

La diferencia de electronegatividad existente entre H y Cl (0,94) y entre P y Cl (0,97) es similar, pero la geometría del PCl_3 motiva que sea la molécula de HCl, que tiene un único dipolo, la que presente mayor momento dipolar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de pentacloruro de fósforo es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición y geometría es de bipirámide trigonal.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2{,}19$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya que solo hay dos átomos y, como ambos son iguales, no existe ningún dipolo y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la **b**.

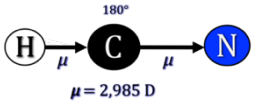
3.67. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene un momento dipolar nulo?
a) HCN
b) CH_2Cl_2
c) CO_2
d) SO_2

(O.Q.L. Valencia 2016)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de cianuro de hidrógeno es:

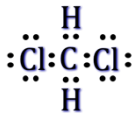


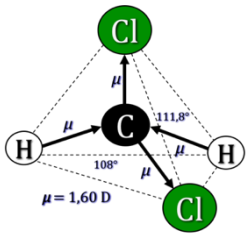
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCN es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



Como el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) y el carbono ($\chi = 2{,}55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 2{,}985$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de diclorometano es:

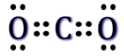




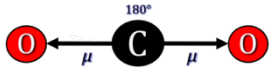
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_2Cl_2 es una molécula que tiene una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu}$ = 1,60 D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

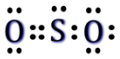


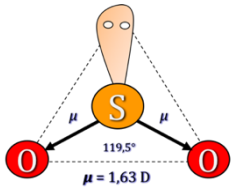
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}63$ D) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **d**.

3.68. ¿Cuál/es de las siguientes especies es polar o son polares?

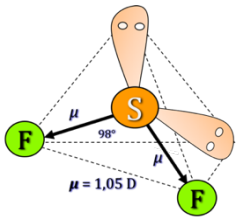
I. SF_2 II. SF_4 III. SF_6

a) I
b) III
c) I y II
d) II y III

(O.Q.N. El Escorial 2017)

I. La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de azufre es:

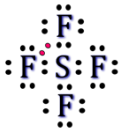


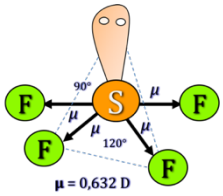


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}05$ D) y la molécula es polar.

II. La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de azufre es:

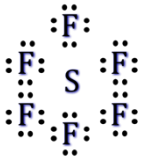


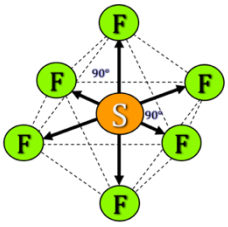


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición es bipirámide trigonal y su geometría de "balancín" ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.

Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}632$ D) y la molécula es polar.

III. La estructura de Lewis de la molécula de hexafluoruro de azufre es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_6, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6, por lo que su disposición y geometría es de bipirámide cuadrada.

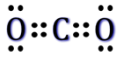
Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la **c**.

3.69. La molécula de dióxido de carbono, CO_2, es
a) Es un compuesto iónico.
b) Tiene enlace covalente apolar.
c) No tiene momento dipolar.
d) Es una molécula de estructura angular.

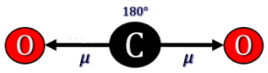
(O.Q.L. Extremadura 2017)

La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



en ella se muestra que existe compartición de electrones entre los átomos de carbono y oxígeno por lo que el enlace predominante es covalente.

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



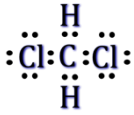
Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

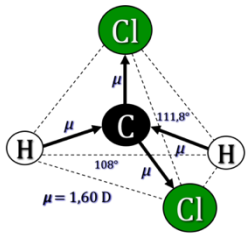
La respuesta correcta es la **c**.

3.70. ¿Cuál de las siguientes moléculas no presenta momento dipolar?
a) CH_2Cl_2
b) HCN
c) O_3
d) BCl_3

(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de diclorometano es:

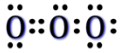


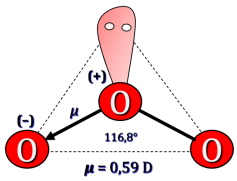


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_2Cl_2 es una molécula que tiene una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu}$ = 1,60 D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de ozono es:

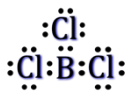


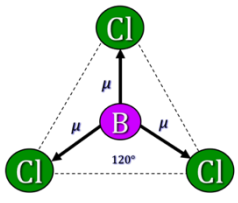


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el O_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como existe una distribución asimétrica de la carga los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de ambos vectores momento dipolar no es nula y la molécula es polar ($\boldsymbol{\mu}$ = 0,53 D).

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de boro es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.

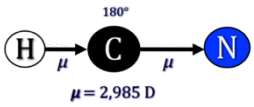
Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de cianuro de hidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCN es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el nitrógeno (χ = 3,04) y el carbono (χ = 2,55) son más electronegativos que el hidrógeno (χ = 2,20), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu}$ = 2,985 D) y la molécula es polar.

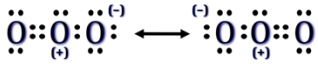


La respuesta correcta es la **d**.

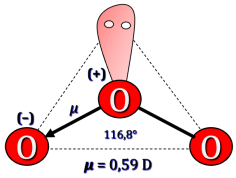
3.71. Respecto del ozono, O_3, ¿qué afirmación es correcta?
a) Es una molécula con número impar de electrones.
b) Es una molécula lineal.
c) Es una molécula con orden de enlace 1,5.
d) Es una molécula apolar.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

▪ El ozono es una sustancia que presenta resonancia y su estructura de Lewis es:



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el O_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



▪ El orden de enlace es 1½ ya que, el orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace y, uno de los pares enlazantes se encuentra repartido entre los dos enlaces O–O.

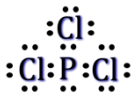
▪ Como existe una distribución asimétrica de la carga los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de ambos vectores momento dipolar no es nula y la molécula es polar ($\boldsymbol{\mu}$ = 0,53 D).

La respuesta correcta es la **c**.

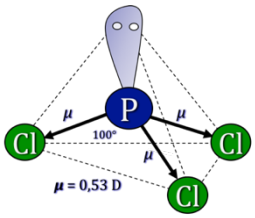
3.72. ¿Cuál de las siguientes moléculas es polar?
a) $BeCl_2$
b) PCl_3
c) CCl_4
d) BCl_3

(O.Q.L. La Rioja 2017)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de fósforo es:

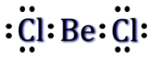


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



Como el cloro (χ = 3,16) es más electronegativo que el fósforo (χ = 2,19), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu}$ = 0,78 D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de bromo es:

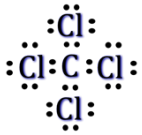


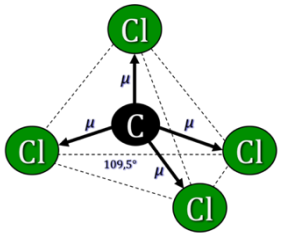
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $BeCl_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



Como el cloro (χ = 3,16) es más electronegativo que el berilio (χ = 1,57), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:

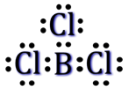


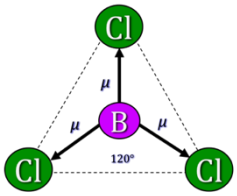


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el cloro (χ = 3,16) es más electronegativo que el carbono (χ = 2,55), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de boro es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.

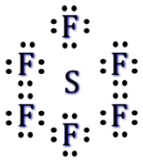
Como el cloro (χ = 3,16) es más electronegativo que el boro (χ = 2,04), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

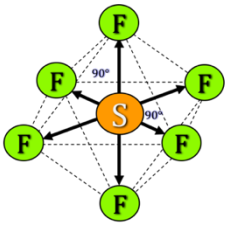
La respuesta correcta es la **b**.

3.73. Para las moléculas BeF_2, BF_3, CF_4 y SF_6 es cierto que:
a) Todas son polares.
b) Todas son apolares.
c) Solo es polar la molécula de SF_6.
d) Solo es apolar la molécula de SF_6.

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de hexafluoruro de azufre es:

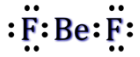




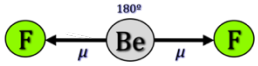
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_6, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6, por lo que su disposición y geometría es de bipirámide cuadrada.

Como el flúor (χ = 3,98) es más electronegativo que el azufre (χ = 2,58), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de berilio es:

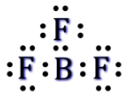


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

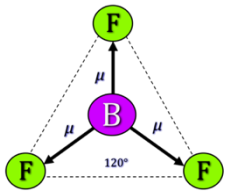


Como el flúor (χ = 3,98) es más electronegativo que el berilio (χ = 1,57), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:

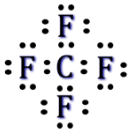


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.

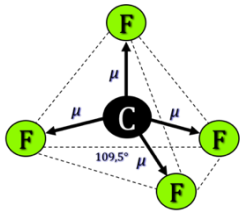


Como el flúor (χ = 3,98) es más electronegativo que el boro (χ = 2,04), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



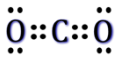
Como el flúor (χ = 3,98) es más electronegativo que el carbono (χ = 2,55), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la **b**.

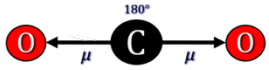
3.74. De las siguientes moléculas ¿cuál es más apolar?
a) CO_2
b) NH_3
c) H_2O
d) Na_2O
e) Ninguna

(O.Q.L. Granada 2017)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

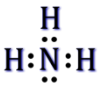


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

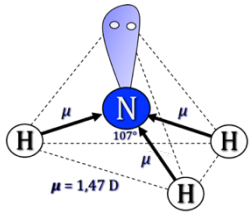


Como el oxígeno (χ = 3,44) es más electronegativo que el carbono (χ = 2,55), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

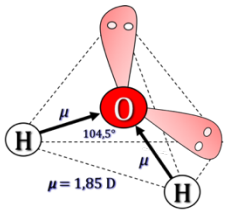


Como el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}47$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}85$ D) y la molécula es polar.

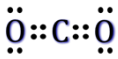
▪ El caso del Na_2O es completamente distinto, ya que se trata de una sustancia con enlace predominantemente iónico que forma una red cristalina y no moléculas.

La respuesta correcta es la **a**.

3.75. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene momento dipolar?
a) CO_2
b) SCO
c) XeF_2
d) CS_2

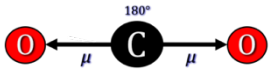
(O.Q.L. Valencia 2017)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

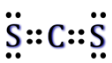


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

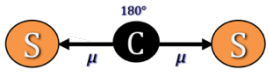
Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de disulfuro de carbono es:

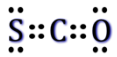


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CS_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



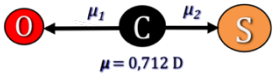
Como el azufre ($\chi = 2{,}58$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de carbonilo u oxidosulfurocarbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SCO es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

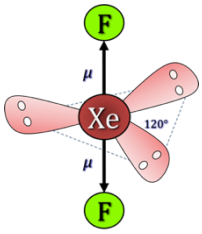
Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$) y que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}712$ D) y la molécula es polar.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de xenón es:



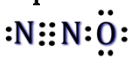
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición es bipirámide trigonal y su geometría lineal ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central y los tres pares solitarios están en el mismo plano.



Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el xenón ($\chi = 2{,}60$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la **b**.

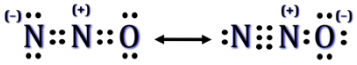
3.76. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es compatible son la siguiente estructura de Lewis?



a) La molécula es lineal y no tiene momento dipolar permanente.
b) La molécula es lineal y tiene momento dipolar.
c) La carga formal en el átomo central es cero.
d) La molécula es angular y tiene momento dipolar permanente.

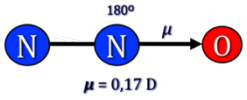
(O.Q.L. Valencia 2017)

El monóxido de dinitrógeno es una molécula que presenta resonancia y su estructura de Lewis es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el N_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}17$ D) y la molécula es polar.

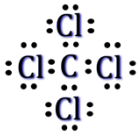


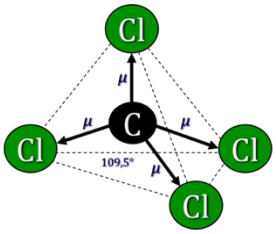
La respuesta correcta es la **b**.

3.77. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) El tetracloruro de carbono es polar.
b) El eteno es polar.
c) El hexafluorobenceno es polar.
d) Los enlaces C–F en el hexafluorobenceno son apolares.
b) El dietiléter es polar.

(O.Q.L. País Vasco 2017)

a) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:

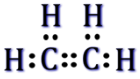


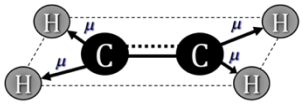


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

b) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de eteno es:

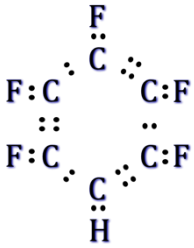


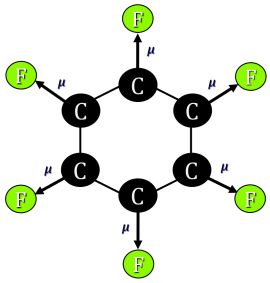


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $CH_2{=}CH_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo de carbono se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

Como el carbono ($\chi = 2{,}55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

c-d) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de hexafluorobenceno es:

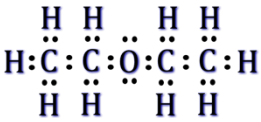


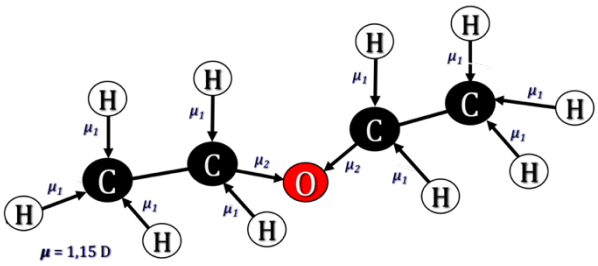


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_6F_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo de central (carbono) se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es trigonal y su geometría plana.

Como el flúor ($\chi = 39{,}8$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

e) **Verdadero**. La estructura de Lewis de la molécula de dietiléter es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $(CH_3CH_2)_2O$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo de carbono y oxígeno se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica respecto a cada uno de ellos.

Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula y la molécula es polar ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}15$ D).

La respuesta correcta es la **e**.

3.78. Sobre la polaridad del CCl_4 y del N_2, es cierto que:
a) Ambas sustancias son apolares.
b) Ambas sustancias son polares.
c) CCl_4 es polar y N_2 es apolar.
d) CCl_4 es apolar y N_2 es polar.

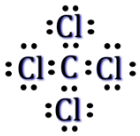
(O.Q.L. Murcia 2017)

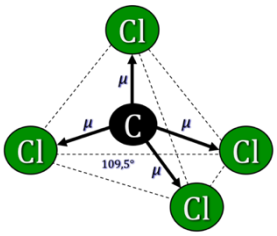
▪ La estructura de Lewis de la molécula de dinitrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el N_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y su geometría lineal ya que solo hay dos átomos y, como ambos son iguales, no existe ningún dipolo y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la **a**.

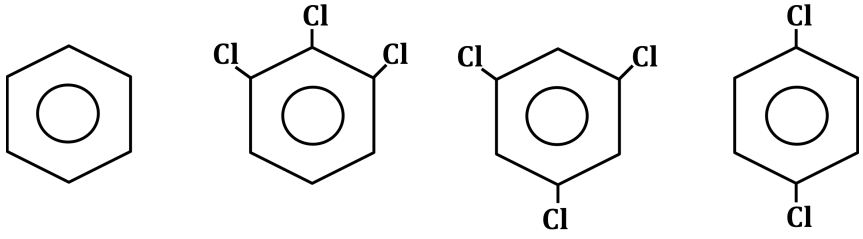
3.79. Señale, de los siguientes enlaces, el de mayor polaridad:
a) F—O
b) F—N
c) F—C
d) F—F

(O.Q.L. Murcia 2017)

Será más polar aquel enlace en el que sea mayor la diferencia de electronegatividad. Como se trata de elementos del mismo periodo y la electronegatividad dentro de un periodo aumenta al aumentar el número atómico, la mayor diferencia de electronegatividad se da entre el F y el C, por lo que el enlace más polar, es F—C.

La respuesta correcta es la **c**.

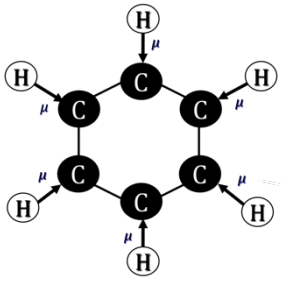
3.80. ¿Cuál de las siguientes sustancias tendrá un momento dipolar mayor?

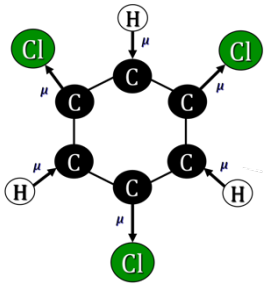


a) b) c) d)

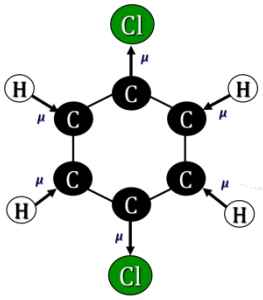
(O.Q.N. Salamanca 2018)

▪ Como el carbono ($\chi = 2{,}55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces H−C del benceno son polares, y, con esa geometría en la que los seis vectores momento dipolar forman entre sí ángulos iguales, la resultante de los mismos es nula y la molécula es no polar.

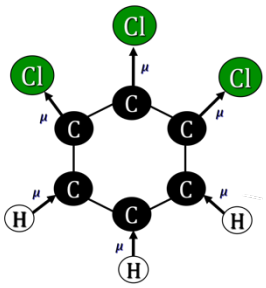




▪ Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) y el carbono ($\chi = 2{,}55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces Cl−C y H−C del 1,3,5-triclorobenceno son polares. Se forman tres vectores momento dipolar H → C que forman entre sí ángulos de 120°, por lo que su resultante es nula. Ocurre lo mismo con los tres vectores momento dipolar C → Cl, por tanto, la molécula es no polar.



▪ Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) y el carbono ($\chi = 2{,}55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces Cl−C y H−C del 1,4-diclorobenceno son polares. Se forman cuatro vectores momento dipolar H → C que son opuestos entre sí, por lo que su resultante es nula. Ocurre lo mismo con los dos vectores momento dipolar C → Cl, por tanto, la molécula es no polar.



▪ Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) y el carbono ($\chi = 2{,}55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces Cl−C y H−C del 1,2,3-triclorobenceno son polares. Se forman tres vectores momento dipolar H → C que forman entre sí ángulos de 60°, por lo que su resultante no es nula. Ocurre lo mismo con los tres vectores momento dipolar C → Cl, por tanto, la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **b.**

3.81. ¿En cuál de las siguientes moléculas el enlace es más polar?
a) HF
b) H_2S
c) PH_3
d) NH_3

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

Será más polar aquel enlace en el que sea mayor la diferencia de electronegatividad.

Las diferencias de electronegatividad, según Pauling, existentes en cada enlace son:

$$\Delta\chi_{(F-H)} = 3{,}98 - 2{,}20 = 1{,}78 \qquad \Delta\chi_{(S-H)} = 2{,}55 - 2{,}20 = 0{,}35$$

$$\Delta\chi_{(H-P)} = 2{,}20 - 2{,}19 = 0{,}01 \qquad \Delta\chi_{(N-H)} = 3{,}04 - 2{,}20 = 0{,}84$$

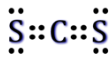
Por tanto, el enlace más polar es H−F.

La respuesta correcta es la **a**.

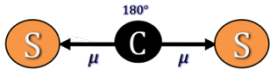
3.82. ¿Cuál de las siguientes moléculas es apolar?
a) CH_2Cl_2
b) NCl_3
c) CS_2
d) Cl_3CCH_3

(O.Q.L. Galicia 2018)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de disulfuro de carbono es:

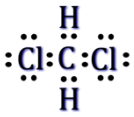


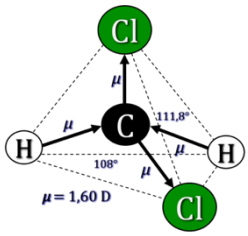
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CS_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



Como el azufre ($\chi = 2{,}58$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de diclorometano es:

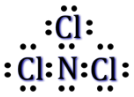


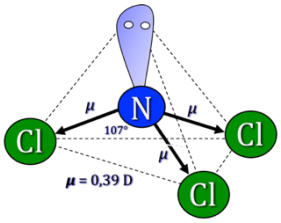


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_2Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) y el carbono ($\chi = 2{,}55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu}$ = 1,60 D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de nitrógeno es:

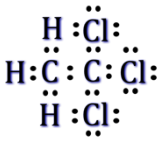


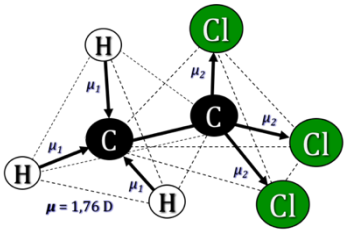


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu}$ = 0,39 D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de 1,1,1-tricloroetano es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV Cl_3CCH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central (carbono) se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica respecto a ambos carbonos.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) y el carbono ($\chi = 2{,}55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu}$ = 1,76 D) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **c**.

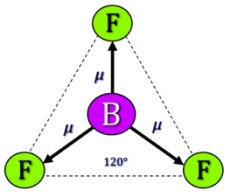
3.83. Para las moléculas BF_3 y NF_3 es cierto que:
a) B–F es el enlace más polar y BF_3 la molécula más polar.
b) N–F es el enlace más polar y NF_3 la molécula más polar.
c) B–F es el enlace más polar y NF_3 la molécula más polar.
d) N–F es el enlace más polar y BF_3 la molécula más polar.

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:

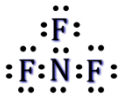


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.

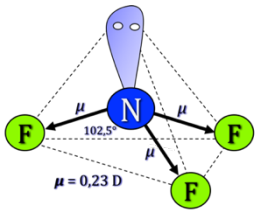


Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de nitrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}235$ D) y la molécula es polar.

- El enlace B–F es más polar que el enlace N–F ya que el boro es menos electronegativo que el nitrógeno.
- La molécula de NF_3 es polar mientras que la de BF_3 no lo es.

La respuesta correcta es la **c**.

3.84. Para el siguiente grupo de sustancias, Li_2O, H_2O, CO_2, HCN, NaOH, se puede afirmar que:
a) El H_2O y el HCN son moléculas polares.
b) El Li_2O y el NaOH son moléculas angulares.
c) El H_2O y el CO_2 son moléculas polares.
d) El NaOH y el CO_2 son compuestos covalentes.
e) Ninguna afirmación es cierta.

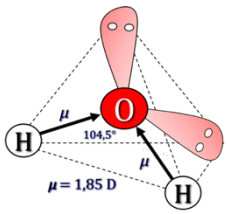
(O.Q.L. Asturias 2018) (O.Q.L. Granada 2020)

▪ El Li_2O y el NaOH son sustancias con enlace predominantemente iónico por lo que no forman moléculas, forman redes cristalinas.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:

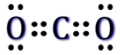


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

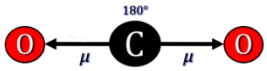


Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}85$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

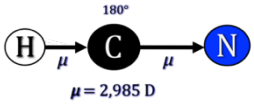


Como el oxígeno (χ = 3,44) es más electronegativo que el carbono (χ = 2,55), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de cianuro de hidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCN es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



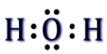
Como el nitrógeno (χ = 3,04) y el carbono (χ = 2,55) son más electronegativos que el hidrógeno (χ = 2,20), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu}$ = 2,985 D) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **a**.

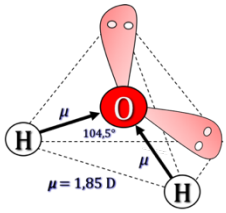
3.85. ¿Cuál de las siguientes moléculas es apolar?
a) H_2O
b) HF
c) NF_3
d) CF_4

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:

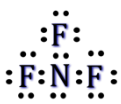


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

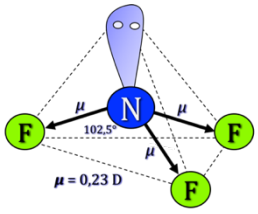


Como el oxígeno (χ = 3,44) es más electronegativo que el hidrógeno (χ = 2,20), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu}$ = 1,85 D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de nitrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



Como el flúor (χ = 3,98) es más electronegativo que el nitrógeno (χ = 3,04), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu}$ = 0,235 D) y la molécula es polar.

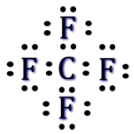
▪ La estructura de Lewis de la molécula de fluoruro de hidrógeno es:

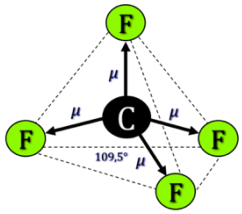


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HF es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya que solo hay dos átomos.

Como el flúor (χ = 3,98) es más electronegativo que el hidrógeno (χ = 2,20), la molécula presenta un único dipolo ($\boldsymbol{\mu}$ = 1,82 D) y es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de carbono es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

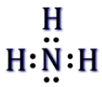
Como el flúor (χ = 3,98) es más electronegativo que el carbono (χ = 2,55), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

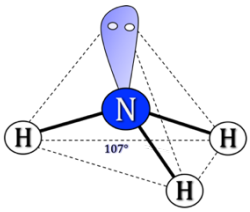
La respuesta correcta es la **d**.

3.86. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?
a) La molécula de NH_3 es piramidal.
b) La molécula de CH_4 es polar.
c) El radio del ion bromuro es mayor que el del átomo de bromo.
d) El ion Ca^{2+} tiene una configuración electrónica de gas noble.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2019)

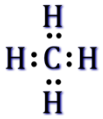
a) Verdadero. La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:

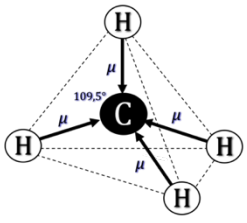




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

b) **Falso**. La estructura de Lewis de la molécula de metano es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el carbono (χ = 2,55) es más electronegativo que el hidrógeno (χ = 2,20), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

c) Verdadero. Al formarse el anión Br^- aumenta el número de electrones y, con ello, aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que motiva que la fuerza de atracción del

núcleo sobre el electrón más externo sea menor, por lo que el radio del anión Br^- es mayor que el del átomo de bromo.

d) Verdadero. La configuración electrónica abreviada del Ca ($Z = 20$) es [Ar] $4s^2$ y, si cede los dos electrones de su capa más externa, adquiere la configuración electrónica, muy estable, de gas noble, [Ne] $3s^2$ $3p^6$.

La respuesta correcta es la **b**.

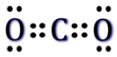
3.87. De las siguientes moléculas, ¿cuántas son polares?

CO_2 CH_3Cl BeH_2 OI_2

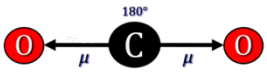
a) 0
b) 1
c) 2
d) 3
e) 4

(O.Q.L. Granada 2019)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

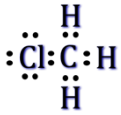


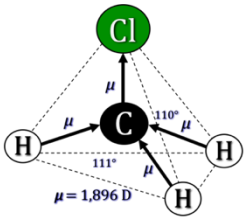
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de clorometano es:

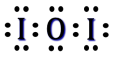


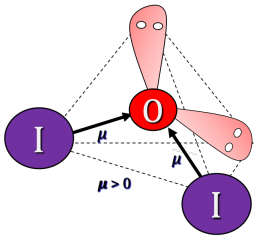


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_3Cl es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) y el carbono ($\chi = 2{,}55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu}$ = 1,896 D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de diyoduro de oxígeno es:





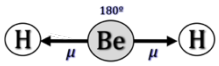
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el OI_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos átomos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el yodo ($\chi = 2{,}66$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} \neq 0$) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dihidruro de berilio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeH_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



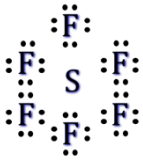
Como el berilio ($\chi = 1{,}57$) es menos electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

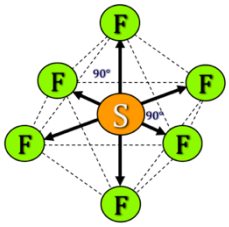
La respuesta correcta es la **c**.

3.88. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta momento dipolar?
a) BF_3
b) CF_4
c) NF_3
d) SF_6

(O.Q.L. Valencia 2019)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de hexafluoruro de azufre es:

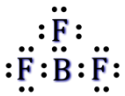


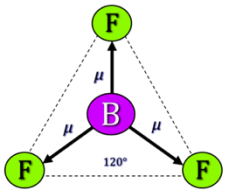


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_6, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6, por lo que su disposición y geometría es de bipirámide cuadrada.

Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:

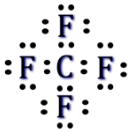


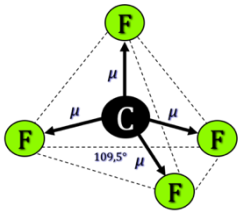


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.

Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de carbono es:

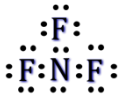




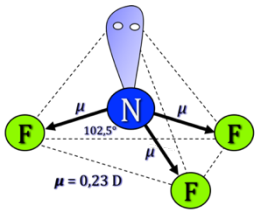
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de nitrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



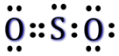
Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}235$ D) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **c**.

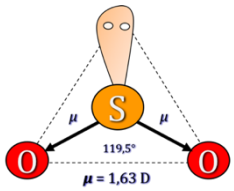
3.89. Elija, entre las siguientes moléculas, aquellas que sean polares: SO_2, NO_2, OF_2, CO_2.
a) Todas son polares.
b) Solo son polares SO_2 y NO_2 y OF_2.
c) Solo son polares SO_2 y NO_2.
d) Solo es polar la molécula CO_2.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2020)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:

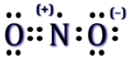


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

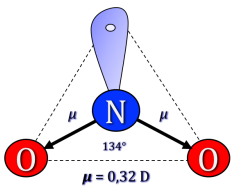


Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}63$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de nitrógeno es:

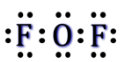


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3 por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

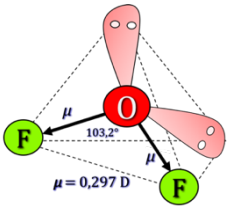


Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}32$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de oxígeno es:

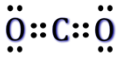


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el OF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



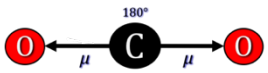
Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el oxígeno ($\chi = 3{,}44$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula y la molécula es polar ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}297$ D).

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

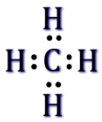


La respuesta correcta es la **b**.

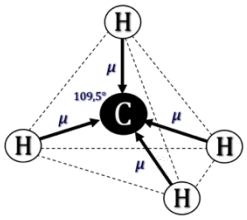
3.90. De las siguientes especies químicas indique la de naturaleza polar:
a) CH_4
b) CO_2
c) NH_3
d) N_2

(O.Q.L. Murcia 2020)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

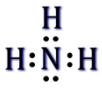


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

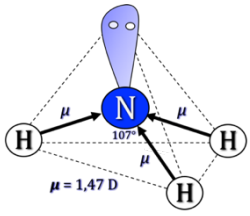


Como el carbono ($\chi = 2{,}55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:

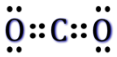


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

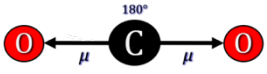


Como el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}47$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2 por lo que su disposición y geometría es lineal.



Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dinitrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el N_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal ya que solo hay dos átomos y, como ambos son iguales, no existe ningún dipolo y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la **c**.

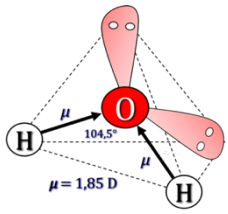
3.91. ¿Cuál de las siguientes moléculas es apolar?
a) H_2O
b) CO_2
c) CH_3OH
d) NO_2

(O.Q.L. Extremadura 2020)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:

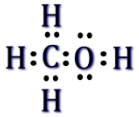


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

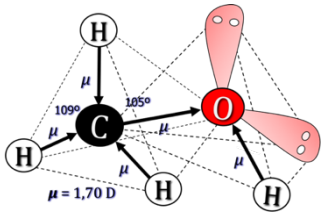


Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}85$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de metanol es:

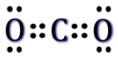


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_3OH es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo de central (carbono) se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



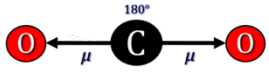
Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) y el carbono ($\chi = 2{,}55$) son más electronegativos que más que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), todos los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}70$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

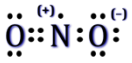


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2 por lo que su disposición y geometría es lineal.

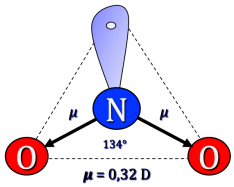
Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de nitrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}32$ D) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **b**.

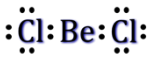
3.92. ¿Qué sustancias serán no polares?

I. $BeCl_2$ II. BCl_3 III. CCl_4,

a) II
b) I y II
c) I y III
d) Todas

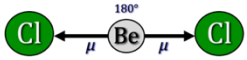
(O.Q.L. Asturias 2020)

I. La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de berilio es:

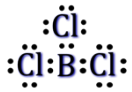


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $BeCl_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

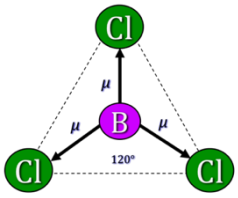
Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1{,}57$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



II. La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de boro es:

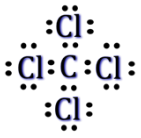


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.

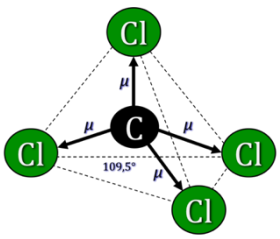


Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

III. La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



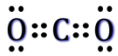
Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la **d**.

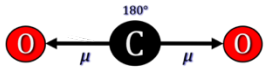
3.93. Con respecto a las moléculas CO_2 y SO_2 es cierto que:
a) Ambas son apolares.
b) Ambas son polares.
c) El CO_2 es apolar, pero el SO_2 polar.
d) El CO_2 es polar, pero el SO_2 apolar.

(O.Q.L. Castilla y León 2020)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

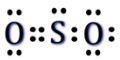


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

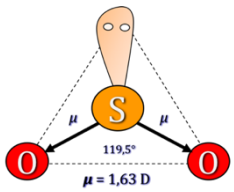


Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



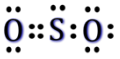
Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}63$ D) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **c**.

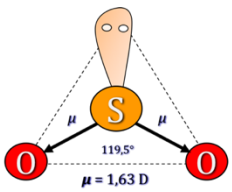
3.94. Señale la proposición correcta respecto de la polaridad de las siguientes moléculas: SO_2, NO_2, OF_2, CO_2.
a) Todas son polares.
b) Solo son polares SO_2 y NO_2.
c) Solo son polares SO_2, NO_2 y OF_2.
d) Solo es polar el CO_2.

(O.Q.L. Valencia 2020)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:

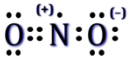


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

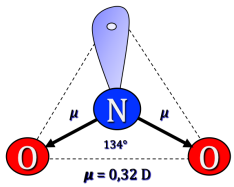


Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}63$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de nitrógeno es:

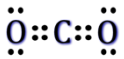


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



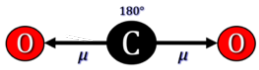
Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}32$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

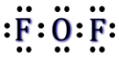


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

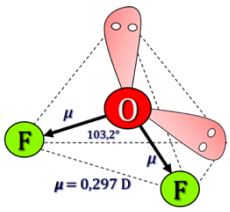
Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de oxígeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el OF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el oxígeno ($\chi = 3{,}44$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula y la molécula es polar ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}297$ D).

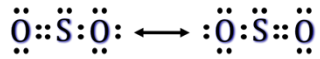
La respuesta correcta es la **c**.

4. LONGITUD Y ENERGÍA DE ENLACE

4.1. Se dice que la molécula de SO_2 es resonante porque:
a) Sus enlaces no son iónicos ni covalentes.
b) Puede asignársele varias estructuras.
c) Sus ángulos de enlace se abren y cierran en movimiento de vibración.
d) Los dos elementos que la forman están en la misma columna de la tabla periódica.

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



Experimentalmente, la longitud de los enlaces S–O no se corresponde ni con la de un enlace sencillo ni con la de un enlace doble, sino que está comprendida entre ambos. Por este motivo, para poder describir la molécula es preciso escribir dos estructuras de Lewis resonantes en las que se cambia la posición del enlace doble.

La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en 1997 se cambia SO_2 por SO_3).

4.2. Sabiendo que las energías medias (kcal mol^{-1}) de los enlaces C–H, C–C y H–H, son, respectivamente 99, 83 y 104, el valor de $\Delta H°$ de la reacción:

$3\ CH_4 \rightarrow C_3H_8 + 2\ H_2$ será igual a:

a) 22 kcal
b) –22 kcal
c) 77 kcal
d) –77 kcal
e) 44 kcal

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. País Vasco 2007) (O.Q.L. Asturias 2008) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Córdoba 2011) (O.Q.L. La Rioja 2013) (O.Q.L. Extremadura 2013)

La entalpía de una reacción se puede calcular (de forma aproximada) a partir de las energías de enlaces de las sustancias que intervienen en la reacción:

$$\Delta H° = \Sigma\, \nu_r\, E_{enlace}\ \text{(rotos en reactivos)} - \Sigma\, \nu_p\, E_{enlace}\ \text{(formados en productos)}$$

En la reacción propuesta, se rompen 12 mol de enlaces C–H y se forman 8 mol de enlaces C–H, 2 mol de enlaces C–C y 2 mol de enlaces H–H.

La variación de entalpía asociada a la reacción es:

$$\Delta H° = [12\ E_{C-H}] - [8\ E_{C-H} + 2\ E_{C-C} + 2\ E_{H-H}] = 4\ E_{C-H} - 2\ E_{C-C} - 2\ E_{H-H} =$$

$$= \left(4\ \text{mol C–H} \cdot \frac{99\ \text{kcal}}{\text{mol C–H}}\right) - \left(2\ \text{mol C–C} \cdot \frac{83\ \text{kcal}}{\text{mol C–C}}\right) - \left(2\ \text{mol H–H} \cdot \frac{104\ \text{kcal}}{\text{mol H–H}}\right) = 22\ \text{kcal}$$

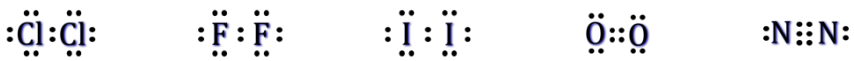
La respuesta correcta es la **a**.

4.3. ¿Cuál de las siguientes moléculas necesitará más energía para disociarse en sus átomos constituyentes?

a) Cl_2
b) F_2
c) I_2
d) N_2
e) O_2

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014) (O.Q.L. Sevilla 2014) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

A la vista de las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas:



se observa que la molécula de N_2 presenta un triple enlace, por lo que la energía necesaria para romperlo debe ser mayor que en el resto de las moléculas propuestas.

Consultando la bibliografía, los valores de la energía de disociación (kJ mol^{-1}) para las moléculas propuestas son:

$$I_2\ (151{,}1) < F_2\ (158{,}8) < Cl_2\ (242{,}6) < O_2\ (498{,}3) < N_2\ (945{,}4)$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.4. Dadas las siguientes entalpías de enlace (kJ mol^{-1}), a 25 °C y 1 atm:
C–H (400) C–C (348) O–H (460) O=O (500) C=O (800).
¿Cuál será la entalpía de combustión del etano, en las mismas condiciones y en kJ mol^{-1}?
a) 60
b) –60
c) –731
d) –1.462

(O.Q.L. Murcia 2000)

La ecuación química correspondiente a la combustión del etano es:

$$C_2H_6(g) + \frac{7}{2}\,O_2(g) \rightarrow 2\,CO_2(g) + 3\,H_2O(g)$$

La entalpía de una reacción se puede calcular (de forma aproximada) a partir de las energías de enlaces de las sustancias que intervienen en la reacción:

$$\Delta H° = \Sigma\,\nu_r\,E_{\text{enlace}}\ (\text{rotos en reactivos}) - \Sigma\,\nu_p\,E_{\text{enlace}}\ (\text{formados en productos})$$

En la reacción propuesta, se rompen 1 mol de enlaces C–C, 6 mol de enlaces C–H y 3,5 mol de enlaces O=O, y se forman 4 mol de enlaces C=O y 6 mol de enlaces O–H.

$$\Delta H° = [E_{C-C} + 6\,E_{C-H} + 3{,}5\,E_{O=O}] - [6\,E_{O-H} + 4\,E_{C=O}] =$$

$$= \left(1\ \text{mol C–C} \cdot \frac{348\ \text{kJ}}{\text{mol C–C}} + 6\ \text{mol C–H} \cdot \frac{400\ \text{kJ}}{\text{mol C–H}} + 3{,}5\ \text{mol O=O} \cdot \frac{500\ \text{kJ}}{\text{mol O=O}}\right) -$$

$$- \left(6\ \text{mol O–H} \cdot \frac{460\ \text{kJ}}{\text{mol O–H}} - 4\ \text{mol C=O} \cdot \frac{800\ \text{kJ}}{\text{mol C=O}}\right) = -1.462\ \text{kJ mol}^{-1}$$

Como se trata de una reacción de combustión, se desprende energía y el signo de la misma es negativo.

La respuesta correcta es la **d**.

4.5. Por reacción entre el propeno y el cloro se obtiene 1,2-dicloropropano. Considerando las energías de enlace de la tabla adjunta, medidas todas en las condiciones de reacción, ¿cuál debe ser la variación de entalpía de la reacción indicada?

Enlace	**C–C**	**C–Cl**	**C=C**	**Cl–Cl**
Energía (kJ mol^{-1})	**348**	**338**	**612**	**242**

a) [612 + 242 + (2·338) + 348] kJ mol^{-1}
b) [–612 – 242 – (2·338) – 348] kJ mol^{-1}
c) [–612 + 242 + (2·338) + 348] kJ mol^{-1}
d) [612 + 242 – (2·338) – 348] kJ mol^{-1}

(O.Q.L. Murcia 2001)

La ecuación química correspondiente a la halogenación del propeno es:

$$CH_2{=}CH{-}CH_3(g) + Cl_2(g) \rightarrow CH_2Cl{-}CHCl{-}CH_3(g)$$

La entalpía de una reacción se puede calcular (de forma aproximada) a partir de las energías de enlaces de las sustancias que intervienen en la reacción:

$$\Delta H° = \Sigma\, \nu_r\, E_{enlace}\ (\text{rotos en reactivos}) - \Sigma\, \nu_p\, E_{enlace}\ (\text{formados en productos})$$

En la reacción propuesta, se rompen 1 mol de enlaces C=C y 2 mol de enlaces Cl–Cl y se forman 2 mol de enlaces C–Cl y 1 mol de enlaces C–C.

La variación de entalpía asociada a la combustión del etano es:

$$\Delta H° = [E_{C=C} + E_{Cl-Cl}] - [2\, E_{C-Cl} + E_{C-C}] =$$

$$= \left(1\ \text{mol C=C} \cdot \frac{612\ \text{kJ}}{\text{mol C=C}}\right) + \left(1\ \text{mol Cl–Cl} \cdot \frac{242\ \text{kJ}}{\text{mol Cl–Cl}}\right) - \left(2\ \text{mol C–Cl} \cdot \frac{338\ \text{kJ}}{\text{mol C–Cl}}\right) -$$

$$- \left(1\ \text{mol C–C} \cdot \frac{348\ \text{kJ}}{\text{mol C–C}}\right) = [612 + 242 - (2{\cdot}338) - 348]\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.6. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

1) El único método para calcular ΔH de una reacción es partir de las energías de enlace.
2) El calor de formación del Hg(s) es cero.
3) El calor de formación del Cl(g) es cero.
4) El valor de ΔH de una reacción puede hallarse restando a las energías de enlace de los productos las energías de enlace de los reactivos.

a) Todas
b) 1, 2 y 3
c) 1, 3 y 4
d) 3 y 4

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Asturias 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2007)

1) **Falso**. El valor de ΔH también puede calcularse aplicando la ley de Hess.

2-3) **Falso**. Por convenio, el valor de $\Delta_f H°$ de un elemento en su forma más estable en condiciones estándar es cero. Para mercurio y cloro las formas más estables en condiciones estándar son, respectivamente, Hg(l) y Cl_2(g).

4) **Falso**. El valor de ΔH de una reacción a partir de las energías de enlace se calcula mediante la expresión:

$$\Delta H° = \Sigma\, \nu_p\, E_{enlace}\ (\text{rotos en reactivos}) - \Sigma\, \nu_p\, E_{enlace}\ (\text{formados en productos})$$

La respuesta correcta es la **a**.

(En la cuestión propuesta en Castilla y León 2007 se pregunta cuál es cierta).

4.7. Calcule $\Delta H°$ para la siguiente reacción:

$H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2\ HCl(g)$

a partir de los datos de la tabla:

Enlace	Energía media de enlace (kJ mol^{-1})
H–H	440
Cl–Cl	240
H–Cl	430

a) –860 kJ
b) –620 kJ
c) –440 kJ
d) –180 kJ
e) 240 kJ

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Asturias 2007)

La entalpía de una reacción se puede calcular (de forma aproximada) a partir de las energías de enlaces de las sustancias que intervienen en la reacción:

$$\Delta H° = \Sigma\, \nu_r\, E_{enlace}\ (\text{rotos en reactivos}) - \Sigma\, \nu_p\, E_{enlace}\ (\text{formados en productos})$$

En la reacción propuesta, se rompen 1 mol de enlaces H–H y 1 mol de enlaces Cl–Cl y se forman 2 mol de enlaces Cl–H.

La variación de entalpía asociada a la reacción de formación del HCl es:

$$\Delta H° = [E_{H-H} + E_{Cl-Cl}] - [2\, E_{H-Cl}] =$$

$$= \left(1\ \text{mol H–H} \cdot \frac{440\ \text{kJ}}{\text{mol H–H}}\right) + \left(1\ \text{mol Cl–Cl} \cdot \frac{240\ \text{kJ}}{\text{mol Cl–Cl}}\right) - \left(2\ \text{mol H–Cl} \cdot \frac{430\ \text{kJ}}{\text{mol H–Cl}}\right) = -180\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(En la cuestión propuesta en Asturias 2007 se pregunta la entalpía de formación del HCl).

4.8. A partir de los siguientes datos:

$NH_3(g) \rightarrow NH_2(g) + H(g)$ $\quad \Delta H° = 435$ kJ

$NH_2(g) \rightarrow NH(g) + H(g)$ $\quad \Delta H° = 381$ kJ

$NH(g) \rightarrow N(g) + H(g)$ $\quad \Delta H° = 360$ kJ

Se puede deducir que la energía media de enlace para el enlace N–H es:

a) 360 kJ

b) 381 kJ

c) 435 kJ

d) 392 kJ

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. La Rioja 2006)

La energía media de un enlace se calcula como el valor promedio de las energías dadas:

$$\Delta H° = \frac{(435\ \text{kJ mol}^{-1}) + (381\ \text{kJ mol}^{-1}) + (360\ \text{kJ mol}^{-1})}{3} = 392\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d.**

4.9. A partir de las energías de enlace en kJ mol^{-1}:

C=O (707) O=O (498) H–O (464) C–H (414)

calcule $\Delta H°$ (kJ mol^{-1}) para la siguiente reacción:

$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(g)$

a) 618

b) 259

c) –519

d) –618

e) –259

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Baleares 2009) (O.Q.L. Galicia 2017)

La entalpía de una reacción se puede calcular (de forma aproximada) a partir de las energías de enlaces de las sustancias que intervienen en la reacción:

$$\Delta H° = \Sigma\, \nu_r\, E_{enlace}\ (\text{rotos en reactivos}) - \Sigma\, \nu_p\, E_{enlace}\ (\text{formados en productos})$$

En la reacción propuesta, se rompen 2 mol de enlaces O=O y 4 mol de enlaces C–H y se forman 2 mol de enlaces C=O y 4 mol de enlaces O–H.

La variación de entalpía asociada a la reacción de combustión del metano es:

$$\Delta H° = [2\, E_{O=O} + 4\, E_{C-H}] - [4\, E_{O-H} + 2\, E_{C=O}] =$$

$$= \left(2\ \text{mol O=O} \cdot \frac{498\ \text{kJ}}{\text{mol O=O}}\right) + \left(4\ \text{mol C–H} \cdot \frac{414\ \text{kJ}}{\text{mol C–H}}\right) - \left(2\ \text{mol H–Cl} \cdot \frac{430\ \text{kJ}}{\text{mol H–Cl}}\right) -$$

$$-\left(2\ \text{mol C=O}\cdot\frac{707\ \text{kJ}}{\text{mol C=O}}\right)=-618\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.10. ¿Cuál es el calor de formación del etano sabiendo que los calores de disociación (kJ mol^{-1}) de los enlaces C–C(grafito), C–C, C–H, y H–H, son, respectivamente, 715; 347; 416 y 436?
a) 105 kJ mol^{-1}
b) –105 kJ mol^{-1}
c) 345 kJ mol^{-1}
d) –345 kJ mol^{-1}

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

La entalpía de una reacción se puede calcular (de forma aproximada) a partir de las energías de enlaces de las sustancias que intervienen en la reacción:

$$\Delta H^\circ=\Sigma\,\nu_\text{r}\,E_\text{enlace}\ \text{(rotos en reactivos)}-\Sigma\,\nu_\text{p}\,E_\text{enlace}\ \text{(formados en productos)}$$

La ecuación química correspondiente a la reacción de formación del etano es:

$$2\ \text{C(grafito)}+3\ \text{H}_2\text{(g)}\rightarrow\text{C}_2\text{H}_6\text{(g)}$$

En la reacción propuesta se rompen 2 mol de enlaces C–C(grafito) y 3 mol de enlaces H–H y se forman 6 mol de enlaces C–H y 1 mol de enlaces C–C.

$$\Delta H^\circ=[2\,E_{\text{C–C (grafito)}}+3\,E_\text{H–H}]-[6\,E_\text{C–H}+1\,E_\text{C–C}]=$$

$$=\left(2\ \text{mol C–C(grafito)}\cdot\frac{715\ \text{kJ}}{\text{mol C–C (grafito)}}\right)+\left(3\ \text{mol H–H}\cdot\frac{436\ \text{kJ}}{\text{mol H–H}}\right)-$$

$$-\left(6\ \text{mol C–H}\cdot\frac{416\ \text{kJ}}{\text{mol C–H}}\right)-\left(1\ \text{mol C–C}\cdot\frac{347\ \text{kJ}}{\text{mol C–C}}\right)=-105\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.11. Sabiendo que la energía de los dobles enlaces C=C tiene un valor de ~600 kJ mol^{-1} y que en la reacción de polimerización del etileno cada uno de ellos se convierte en dos enlaces sencillos C–C de ~350 kJ mol^{-1}, se puede afirmar que para la siguiente reacción:
$$n\,\text{CH}_2\text{=CH}_2\text{(g)}\rightarrow\text{–(CH}_2\text{–CH}_2\text{)}_n\text{–(s)}$$
a) $\Delta S>0$ y $\Delta H>0$
b) $\Delta S>0$ y $\Delta H<0$
c) $\Delta S<0$ y $\Delta H>0$
d) $\Delta S<0$ y $\Delta H<0$

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.N. Vigo 2006)

La entalpía de una reacción se puede calcular (de forma aproximada) a partir de las energías de enlaces de las sustancias que intervienen en la reacción:

$$\Delta H^\circ=\Sigma\,\nu_\text{r}\,E_\text{enlace}\ \text{(rotos en reactivos)}-\Sigma\,\nu_\text{p}\,E_\text{enlace}\ \text{(formados en productos)}$$

En la reacción propuesta, se rompe 1 mol de enlaces C=C y se forman 2 mol de enlaces C–C.

$$\Delta H=[E_\text{C=C}]-[2\,E_\text{C–C}]=\left(1\ \text{mol C=C}\cdot\frac{600\ \text{kJ}}{\text{mol C=C}}\right)-\left(2\ \text{mol C–C}\cdot\frac{350\ \text{kJ}}{\text{mol C–C}}\right)=-150\ \text{kJ mol}^{-1}$$

Atendiendo al signo de la entalpía de la reacción, $\Delta H<0$, se clasifica esta como exotérmica.

La variación de entropía correspondiente a un proceso se calcula mediante la expresión:

$$\Delta S^\circ=\Sigma\,\nu_\text{p}\,S^\circ(\text{productos})-\Sigma\,\nu_\text{r}\,S^\circ(\text{reactivos})$$

Se cumple que:

$$S^\circ(\text{–(CH}_2\text{–CH}_2\text{)}_n\text{–})<S^\circ(\text{CH}_2\text{=CH}_2)\quad\rightarrow\quad\Delta S^\circ<0$$

ya que se pasa de la estructura gaseosa, $CH_2{=}CH_2$, más desordenada, a otra sólida, $-(CH_2{-}CH_2)_n-$, más ordenada.

La respuesta correcta es la **d**.

4.12. ¿Qué se define como energía de enlace?
a) La energía desprendida cuando se ioniza un mol de átomos en estado gaseoso.
b) La energía necesaria para romper heterolíticamente un mol de enlaces en estado gaseoso.
c) La energía necesaria para romper homolíticamente un mol de enlaces en estado gaseoso.
d) La energía desprendida cuando un mol de iones monovalentes positivos, se unen con un mol de iones monovalentes negativos para dar un compuesto iónico sólido.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

La energía de enlace se define como la energía requerida para romper homolíticamente un determinado tipo de enlace entre átomos en ciertos estados de valencia.

La respuesta correcta es la **c**.

4.13. ¿En cuál de las siguientes sustancias se ha de emplear el concepto de resonancia para explicar la longitud de sus enlaces?
a) Dióxido de nitrógeno
b) Nitrógeno
c) Cloruro de calcio
d) Metano

(O.Q.L. Baleares 2005)

La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de nitrógeno es:



Experimentalmente, la longitud de los enlaces N–O no se corresponde ni con la de un enlace sencillo ni con la de un enlace doble, sino que está comprendida entre ambos. Por este motivo para poder describir la molécula es preciso escribir dos estructuras de Lewis resonantes en las que se cambia la posición del enlace doble.

La respuesta correcta es la **a**.

4.14. La entalpía de sublimación del grafito es 724 kJ mol^{-1}. La energía de enlace del hidrógeno es 436 kJ mol^{-1} de átomos de hidrógeno. La entalpía de formación del metano es –76,0 kJ mol^{-1}. ¿Cuál es la energía del enlace C–H en kJ mol^{-1}?
a) 418
b) –418
c) 255
d) –255

(O.Q.L. Asturias 2006) (O.Q.L. La Rioja 2017)

La ecuación química correspondiente a la formación del metano, $CH_4(g)$ es:

$$C(\text{grafito}) + 2\ H_2(g) \rightarrow CH_4(g)$$

La entalpía de una reacción se puede calcular (de forma aproximada) a partir de las energías de enlaces de las sustancias que intervienen en la reacción:

$$\Delta H^\circ = \Sigma\ \nu_r\ E_{\text{enlace}}\ (\text{rotos en reactivos}) - \Sigma\ \nu_p\ E_{\text{enlace}}\ (\text{formados en productos})$$

En la reacción propuesta se rompen 1 mol de enlaces C–C(grafito) y 2 mol de enlaces H–H, y se forman 4 mol de enlaces C–H.

$$\Delta H^\circ = [E_{\text{C–C (grafito)}} + 2\ E_{\text{H–H}}] - [4\ E_{\text{C–H}}]$$

$$\left(1\ \text{mol}\ CH_4 \cdot \frac{-76{,}0\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CH_4}\right) = \left(1\ \text{mol C–C(grafito)} \cdot \frac{724\ \text{kJ}}{\text{mol C–C(grafito)}}\right) + \left(2\ \text{mol H–H} \cdot \frac{436\ \text{kJ}}{\text{mol H–H}}\right) - 4 \cdot E_{C-H}$$

Se obtiene, $E_{C-H} = 418\ \text{kJ mol}^{-1}$.

La respuesta correcta es la **a**.

(En la cuestión propuesta en La Rioja 2017 los datos numéricos son ligeramente distintos).

4.15. ¿Cuál de los siguientes enunciados es incorrecto?
a) La energía de enlace es la energía que se necesita para romper un mol de dichos enlaces.
b) En las tablas se encuentran energías medias de enlace, pues la energía de un determinado enlace depende ligeramente de los otros átomos no implicados directamente en dicho enlace.
c) Cuanto más fuerte y estable sea un enlace menor será su energía de enlace.
d) Para romper un enlace se debe adicionar energía, mientras que la formación va acompañada de desprendimiento de energía.

(O.Q.L. Asturias 2006) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. La Rioja 2020)

a) Correcto. La energía de enlace es la que se necesita para romper un mol de enlaces, aunque sería más correcto llamarla energía de disociación y llamar energía de enlace a la que se desprende cuando se forma un mol de enlaces.

b) Correcto. Los valores de energías que aparecen en las tablas son valores promedio, ya que el resto de los átomos que aparecen en la estructura ejercen influencia sobre los implicados en el enlace.

c) **Incorrecto**. Cuanto más fuerte es un enlace, mayor es la cantidad de energía que se desprende al formarse este y mayor es el valor de la energía de enlace.

d) Correcto. Según se ha discutido en el apartado a).

La respuesta correcta es la **c**.

4.16. Las moléculas diatómicas homonucleares, O_2, N_2, F_2, Cl_2, se encuentran ordenadas en sentido creciente de longitud de enlace:
a) O_2, N_2, Cl_2, F_2
b) Cl_2, N_2, F_2, O_2
c) F_2, O_2, Cl_2, N_2
d) N_2, O_2, F_2, Cl_2
e) O_2, N_2, F_2, Cl_2

(O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.N. Sevilla 2010)

A la vista de las respectivas estructuras de Lewis:



se observa que la molécula de N_2 presenta un triple enlace por lo que este será el más corto de todos. A continuación, el siguiente enlace en longitud es el de la molécula de O_2 que presenta un enlace doble. Las dos moléculas siguientes, F_2 y Cl_2, tienen enlace sencillo. De ambos, es más corto el enlace del F_2 ya que el átomo de flúor es el más electronegativo de todos y, por ello, atraerá más intensamente a los electrones de enlace con el otro átomo de flúor.

Las moléculas propuestas ordenadas de forma creciente según la distancia de enlace son:

$$N_2 < O_2 < F_2 < Cl_2$$

Consultando la bibliografía, los valores de la distancia de enlace (pm) son:

$$N_2\ (110) < O_2\ (121) < F_2\ (142) < Cl_2\ (199)$$

La respuesta correcta es la **d**.

(En la cuestión propuesta en Sevilla 2010 se omite el F_2).

4.17. Utilice las energías de enlace de la tabla para estimar la $\Delta H°$ de la reacción:

$N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightarrow 2\ NH_3(g)$

Enlace	**H–H**	**H–N**	**N–N**	**N=N**	**N≡N**
E (kJ mol^{-1})	**436**	**386**	**193**	**418**	**941**

a) –995 kJ
b) –590 kJ
c) –67 kJ
d) 815 kJ

(O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.N. El Escorial 2017)

La entalpía de una reacción se puede calcular (de forma aproximada) a partir de las energías de enlaces de las sustancias que intervienen en la reacción:

$$\Delta H° = \Sigma\ \nu_r\ E_{\text{enlace}}\ \text{(rotos en reactivos)} - \Sigma\ \nu_p\ E_{\text{enlace}}\ \text{(formados en productos)}$$

En la reacción propuesta se rompen 3 mol de enlaces H–H y 1 mol de enlaces N≡N y se forman 6 mol de enlaces N–H.

$$\Delta H° = [E_{\text{N}\equiv\text{N}} + 3\ E_{\text{H–H}}] - [6\ E_{\text{N–H}}] =$$

$$= \left(1\ \text{mol N}\equiv\text{N} \cdot \frac{941\ \text{kJ}}{\text{mol N}\equiv\text{N}}\right) + \left(3\ \text{mol H–H} \cdot \frac{436\ \text{kJ}}{\text{mol H–H}}\right) - \left(6\ \text{mol N–H} \cdot \frac{386\ \text{kJ}}{\text{mol N–H}}\right) = -67{,}0\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(En la cuestión propuesta en El Escorial 2017 los valores de las energías de enlace son negativos).

4.18. La energía del enlace más fuerte es:
a) H—H
b) H—F
c) H—Cl
d) H—Br
e) H—I
f) Cl—Cl
g) F—F

(O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

Se trata de moléculas diatómicas en las que se forma un enlace covalente sencillo bien entre un átomo de hidrógeno y un átomo de otro elemento o entre dos átomos idénticos.

En grupo, el tamaño de los átomos aumenta con el periodo, y con ello la longitud de los enlaces. Por otra parte, al disminuir la longitud del enlace este se vuelve más fuerte lo que hace aumentar la energía que se desprende cuando este se forma.

Por este motivo, exceptuando el caso de la molécula de H_2, en la que a pesar de tratarse del átomo más pequeño que existe, también se trata de átomos idénticos con poca carga nuclear, el flúor es el halógeno de menor tamaño por lo que su enlace con el hidrógeno (H–F) será el más fuerte.

Los valores de la distancia y energía de enlace encontrados en la bibliografía son:

Enlace	H–H	F–F	Cl–Cl	H–F	H–Cl	H–Br	H–I
E / kJ mol^{-1}	436	159	243	565	431	364	297
d / pm	75	142	199	92	127	141	161

La respuesta correcta es la **b**.

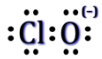
(En Castilla-La Mancha 2012 se reemplazan H–H, H–Br y H–I por Cl–Cl y F–F).

4.19. La energía de los enlaces Cl–O aumenta en el orden:
a) $ClO^- > ClO_2^- > ClO_3^- > ClO_4^-$
b) $ClO_4^- > ClO_3^- > ClO_2^- > ClO^-$
c) $ClO_2^- > ClO^- > ClO_3^- > ClO_4^-$
d) $ClO_2^- > ClO_3^- > ClO_4^- > ClO^-$

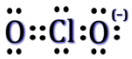
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace. Si el orden de enlace aumenta, la longitud del enlace decrece y la energía del enlace aumenta.

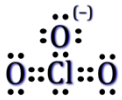
Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



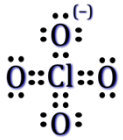
orden de enlace 1



presenta resonancia
orden de enlace 1½



presenta resonancia
orden de enlace 1⅔



presenta resonancia
orden de enlace 1¾

La energía del enlace Cl–O aumenta en el siguiente orden:

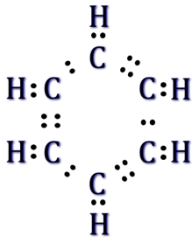
$$ClO^- < ClO_2^- < ClO_3^- < ClO_4^-$$

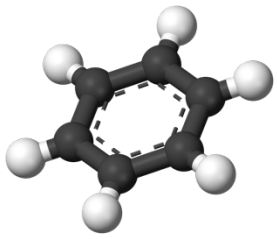
La respuesta correcta es la **b**.

4.20. El benceno, C_6H_6, es una sustancia orgánica de la familia de los compuestos aromáticos. Indique qué proposición es la verdadera:
a) Es soluble en agua.
b) Tiene una estructura abierta y lineal.
c) Todos los enlaces son sencillos.
d) Todas las distancias de enlace son iguales.
e) No es tóxico.

(O.Q.N. Valencia 2011)

La estructura de Lewis y la forma de la molécula de benceno son:





a) Falso. La molécula de benceno es no polar que no forma ningún de enlace intermolecular con el agua lo que impide su solubilidad en la misma.

b-c) Falso. Los hidrocarburos aromáticos se caracterizan por forman estructuras cíclicas con un sistema de dobles enlaces alternados.

d) **Verdadero**. Se trata de una molécula que presenta resonancia, por lo que todos los enlaces C–C tienen la misma longitud, menor que la del enlace sencillo pero mayor que la del enlace doble.

e) Falso. Se trata de una sustancia con una elevada toxicidad que puede producir cáncer.

La respuesta correcta es la **d**.

4.21. Sabiendo que las energías medias de los enlaces (kJ mol^{-1}) C–H, C–C, C=C y H–H, son 414, 347, 623 y 435, respectivamente, calcule el valor de $\Delta H°$ de la reacción (kJ mol^{-1}):

1,3-butadieno + 2 H_2 → butano

a) –594
b) –297
c) –234
d) 594

(O.Q.L. Asturias 2011) (O.Q.L. Galicia 2014)

La ecuación química correspondiente a la halogenación del propeno es:

$$CH_2{=}CH{-}CH{=}CH_2(g) + 2\ H_2(g) \rightarrow CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3(g)$$

La entalpía de una reacción se puede calcular (de forma aproximada) a partir de las energías de enlaces de las sustancias que intervienen en la reacción:

$$\Delta H° = \Sigma\ \nu_r\ E_{enlace}\ \text{(rotos en reactivos)} - \Sigma\ \nu_p\ E_{enlace}\ \text{(formados en productos)}$$

En la reacción propuesta, se rompen 2 mol de enlaces C=C y 2 mol de enlaces H–H y se forman 4 mol de enlaces C–H y 2 mol de enlaces C–C.

La variación de entalpía asociada a la reacción es:

$$\Delta H° = [2\ E_{C=C} + 2\ E_{H-H}] - [4\ E_{C-H} + 2\ E_{C-C}]$$

$$= \left(2\ \text{mol C=C} \cdot \frac{623\ \text{kJ}}{\text{mol C=C}}\right) + \left(2\ \text{mol H–H} \cdot \frac{435\ \text{kJ}}{\text{mol H–H}}\right) - \left(4\ \text{mol C–H} \cdot \frac{414\ \text{kJ}}{\text{mol C–H}}\right) -$$

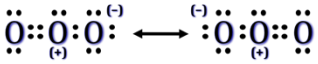
$$- \left(2\ \text{mol C–C} \cdot \frac{347\ \text{kJ}}{\text{mol C–C}}\right) = -234\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.22. El concepto de resonancia es utilizado para describir estructuras moleculares que:
a) Oscilan entre dos estructuras.
b) Tienen imágenes especulares.
c) Pueden ser aisladas en diferentes isómeros.
d) Tienen más de una posible estructura de Lewis.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

La estructura de Lewis de la molécula de ozono es:



Experimentalmente, la longitud de los enlaces O–O no se corresponde ni con la de un enlace sencillo ni con la de un enlace doble, sino que está comprendida entre ambos. Por este motivo para poder describir la molécula es preciso escribir dos estructuras de Lewis resonantes en las que se cambia la posición del enlace doble.

La respuesta correcta es la **d**.

4.23. A partir de las energías de enlace (kJ mol^{-1}): I–I = 151, H–H = 436 y H–I = 279 y teniendo en cuenta el proceso:

$H_2(g) + I_2(g) \rightarrow 2\ HI(g)$

se puede decir que la obtención del yoduro de hidrógeno es:
a) Endotérmico y con variación de entropía positiva.
b) Endotérmico y con variación de entropía negativa.
c) Exotérmico y con variación de entropía positiva.
d) Exotérmico y con variación de entropía negativa.

(O.Q.L. Asturias 2012)

La entalpía de una reacción se puede calcular (de forma aproximada) a partir de las energías de enlaces de las sustancias que intervienen en la reacción:

$$\Delta H° = \Sigma\, \nu_r\, E_{enlace}\ (\text{rotos en reactivos}) - \Sigma\, \nu_p\, E_{enlace}\ (\text{formados en productos})$$

En la reacción propuesta, se rompen 1 mol de enlaces I–I y 1 mol de enlaces H–H y se forman 2 mol de enlaces I–H.

La variación de entalpía asociada a la reacción es:

$$\Delta H° = [E_{I-I} + E_{H-H}] - [2\, E_{H-I}] =$$

$$= \left(1\ \text{mol I–I} \cdot \frac{151\ \text{kJ}}{\text{mol I–I}}\right) + \left(1\ \text{mol H–H} \cdot \frac{436\ \text{kJ}}{\text{mol H–H}}\right) - \left(2\ \text{mol H–I} \cdot \frac{279\ \text{kJ}}{\text{mol H–I}}\right) = 29{,}0\ \text{kJ mol}^{-1}$$

Como la variación de entalpía, $\Delta H° > 0$, se trata de proceso endotérmico.

La variación de entropía correspondiente a un proceso se calcula mediante la expresión:

$$\Delta S° = \Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

Para esta reacción se tiene que la variación de entropía, $\Delta S° > 0$, ya que, aunque hay los mismos moles de gas en reactivos que en productos, la sustancia HI posee más entropía por tratarse de un compuesto.

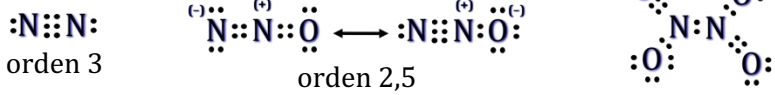
La respuesta correcta es la **a**.

4.24. ¿Cuál es el orden decreciente, según la longitud del enlace N–N, en el que se deben de colocar las moléculas N_2, N_2O y N_2O_4?
a) N_2O_4, N_2O, N_2
b) N_2, N_2O, N_2O_4
c) N_2O, N_2, N_2O_4
d) N_2, N_2O_4, N_2O

(O.Q.L. Galicia 2012) (O.Q.L. Madrid 2012)

El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace. Si el orden de enlace aumenta, la longitud del enlace decrece y la energía del enlace aumenta.

A la vista de las respectivas estructuras de Lewis:



orden 3 orden 2,5 orden 1

Respecto a la longitud del enlace N–N, se observa que la molécula de N_2 presenta un triple enlace por lo que este será el más corto de todos. A continuación, el siguiente enlace en longitud es el de la molécula de N_2O que por presentar resonancia tiene un enlace cuya longitud está comprendida entre la del enlace doble y el triple. Finalmente, el enlace más largo le corresponde a la molécula de N_2O_4 que tiene enlace sencillo.

Las sustancias dadas ordenadas según longitud decreciente del enlace N–N son:

$$N_2O_4 < N_2O < N_2$$

Consultando la bibliografía, los valores de la distancia de enlace N–N (pm) son:

$$N_2O_4\ (178) > N_2O\ (113) > N_2\ (111)$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.25. ¿Cuál de los siguientes enlaces es el de mayor longitud?
a) O_2
b) N_2
c) Br_2
d) BrCl

(O.Q.L. Castilla y León 2013) (O.Q.L. Extremadura 2015)

El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace. Si el orden de enlace aumenta, la longitud del enlace decrece y la energía del enlace aumenta.

A la vista de las respectivas estructuras de Lewis:



orden 2 orden 3 orden 1 orden 1

Las dos moléculas que tienen orden 1 (enlace sencillo) están formadas por halógenos y, de ellas, el enlace de mayor longitud le corresponde a la molécula que tenga los elementos con más capas electrónicas. El bromo ($n = 4$) tiene mayor tamaño que el cloro ($n = 3$), por lo que la molécula de Br_2 es la presenta el enlace más largo.

Consultando la bibliografía, se confirma que las distancias de enlace (pm) de las especies propuestas son:

$$N_2\ (111) < O_2\ (121) < BrCl\ (218) < Br_2\ (229)$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.26. Señale la respuesta correcta. Las longitudes de enlace X–X en las moléculas de los halógenos son:
a) $F_2 < Cl_2 > Br_2 > I_2$
b) $F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$
c) $F_2 < Cl_2 < Br_2 < I_2$
d) $F_2 \approx Cl_2 > Br_2 > I_2$
e) $F_2 > Cl_2 > Br_2 \approx I_2$

(O.Q.L. Valencia 2013)

Las moléculas de los halógenos presentan un enlace covalente sencillo cuya longitud depende del tamaño relativo de los átomos. Este tamaño viene determinado por el número de capas electrónicas que tiene el átomo. Los halógenos ordenados según la longitud del enlace X–X son:

$$F_2 < Cl_2 < Br_2 < I_2$$

Consultando la bibliografía, los valores de la distancia de enlace (pm) son:

Halógeno	F_2	Cl_2	Br_2	I_2
Periodo	2	3	4	5
Distancia de enlace / pm	142	199	229	267

La respuesta correcta es la **c**.

4.27. Indique la proposición correcta sobre la energía de un doble enlace carbono-carbono:
a) Es el doble que la de un enlace sencillo carbono-carbono.
b) Es más grande que la de un enlace sencillo carbono-carbono, pero no el doble.
c) Es mayor que el doble de la de un enlace sencillo carbono-carbono.
d) Es menor que la de un enlace sencillo carbono-carbono.

(O.Q.L. Baleares 2014)

El enlace sencillo C–C es un enlace σ, mientras que el enlace doble C=C está formado por un enlace σ y otro π. Como ambos enlaces, σ y π, tienen diferente energía, la energía del enlace C=C no es el doble de la energía del enlace C–C, pero sí que es mayor que la energía del enlace C–C.

La respuesta correcta es la **b**.

4.28. Con las siguientes energías de enlace (A, B, C y D son elementos hipotéticos):

Enlace	Energía de enlace (kJ mol^{-1})	Enlace	Energía de enlace (kJ mol^{-1})
A–A	435	A–B	564
B–B	155	A–C	431
C–C	242	A–D	368
D–D	192	B–C	255
		C–D	217

Los dos elementos que tienen valores de electronegatividad más próximos son:

a) A y B
b) A y C
c) A y D
d) B y C
e) C y D

(O.Q.N. Oviedo 2014) (O.Q.L. Jaén 2016)

Pauling propone que en las moléculas existe una energía de resonancia iónica (ΔE) que mide el carácter iónico parcial de las mismas y que está relacionada con la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) de los elementos que las forman. Las ecuaciones que relacionan estas energías y la diferencia de electronegatividad son:

$$\Delta E = E_{XY} - \sqrt{E_{X_2} \cdot E_{Y_2}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} E_{XY} = \text{energía de enlace de la molécula XY} \\ E_{X_2} = \text{energía de enlace de la molécula } X_2 \\ E_{Y_2} = \text{energía de enlace de la molécula } Y_2 \end{cases}$$

$$\Delta\chi = k \cdot \sqrt{\Delta E} \qquad \begin{cases} \Delta E = \text{energía de resonancia iónica} \\ k = \text{constante} \\ \Delta\chi = \text{diferencia de electronegatividad entre X e Y} \end{cases}$$

La molécula que presente menor valor de ΔE tendrá menor valor de $\Delta\chi$.

Los valores de ΔE para las moléculas propuestas son:

- Compuesto A–B:

$$\Delta E = 564 - \sqrt{435 \cdot 155} = 304 \text{ kJ mol}^{-1}$$

- Compuesto A–C:

$$\Delta E = 431 - \sqrt{435 \cdot 242} = 106{,}5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

- Compuesto A–D:

$$\Delta E = 368 - \sqrt{435 \cdot 192} = 79{,}0 \text{ kJ mol}^{-1}$$

- Compuesto B–C:

$$\Delta E = 255 - \sqrt{155 \cdot 242} = 61{,}0 \text{ kJ mol}^{-1}$$

- Compuesto C–D:

$$\Delta E = 217 - \sqrt{242 \cdot 192} = 1{,}40 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **e**.

4.29. ¿Qué enlace es más fuerte?

a) C=C
b) C=N
c) C=O
d) C=S

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014)

Como se trata de enlaces dobles del carbono con diferentes elementos, será más fuerte aquél que sea más corto, es decir, en el que átomo que se une al carbono sea más pequeño. Se descarta el azufre por ser un elemento del tercer periodo. De los otros tres elementos del segundo periodo, el más pequeño es el oxígeno ya que es el que su núcleo posee mayor carga efectiva. Por tanto, el enlace más fuerte de los propuestos le corresponde al C=O.

La respuesta correcta es la **c**.

4.30. Utilice las entalpías de disociación de enlace (EDE) dadas y estime la $\Delta H°$ para la dismutación (una determinada especie es oxidada y reducida en la misma reacción) de la hidracina descrita por la siguiente ecuación:

$3\ N_2H_4(g) \rightarrow 4\ NH_3(g) + N_2(g)$

E (kJ mol^{-1}): N–N (163) N–H (388) N=N (409) N≡N (944)

a) 283 kJ mol^{-1}

b) –283 kJ mol^{-1}

c) –393 kJ mol^{-1}

d) –455 kJ mol^{-1}

(O.Q.N. Alcalá 2016)

La entalpía de una reacción se puede calcular (de forma aproximada) a partir de las energías de enlaces de las sustancias que intervienen en la reacción:

$$\Delta H° = \Sigma\, \nu_r\, E_{enlace}\ (\text{rotos en reactivos}) - \Sigma\, \nu_p\, E_{enlace}\ (\text{formados en productos})$$

En la reacción propuesta, se rompen 12 mol de enlaces N–H y 3 mol de enlaces N–N y se forman 12 mol de enlaces N–H y 1 mol de enlaces N≡N.

$$\Delta H° = [12\, E_{N-H} + 3\, E_{N-N}] - [12\, E_{N-H} + E_{N\equiv N}] = [3\, E_{N-N}] - [E_{N\equiv N}] =$$

$$= \left(3\ \text{mol N–N} \cdot \frac{163\ \text{kJ}}{\text{mol N–N}}\right) - \left(1\ \text{mol N}\equiv\text{N} \cdot \frac{944\ \text{kJ}}{\text{mol N}\equiv\text{N}}\right) = -455\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.31. El calor de formación del amoniaco es –45,90 kJ mol^{-1} y las energías de disociación (energía necesaria para romper una molécula) de N_2 y H_2 son, respectivamente, 945,4 kJ mol^{-1} y 436,0 kJ mol^{-1}. De estos valores se deduce que la energía del enlace N–H presente en la molécula de NH_3 es:

a) –390,9 kJ mol^{-1}

b) –766,4 kJ mol^{-1}

c) –475,8 kJ mol^{-1}

d) 360,3 kJ mol^{-1}

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

La ecuación termoquímica correspondiente a la reacción de formación del amoniaco es:

$$\frac{1}{2}N_2(g) + \frac{3}{2}H_2(g) \rightarrow NH_3(g) \qquad \Delta H° = -45{,}90\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La entalpía de una reacción se puede calcular (de forma aproximada) a partir de las energías de enlace de las sustancias que intervienen en la reacción:

$$\Delta H° = \Sigma\, \nu_r\, E_{enlace}\ (\text{rotos en reactivos}) - \Sigma\, \nu_p\, E_{enlace}\ (\text{formados en productos})$$

En la reacción propuesta, se rompen 1/2 mol de enlaces N≡N y 3/2 mol de enlaces H–H y se forman 3 mol de enlaces N–H.

$$\Delta H° = [1/2\, E_{N\equiv N} + 3/2\, E_{H-H}] - [3\, E_{N-H}]$$

$$-45{,}90\ \text{kJ} = \left(0{,}5\ \text{mol N}\equiv\text{N} \cdot \frac{945{,}4\ \text{kJ}}{1\ \text{mol N}\equiv\text{N}}\right) + \left(1{,}5\ \text{mol H–H} \cdot \frac{436{,}0\ \text{kJ}}{1\ \text{mol H–H}}\right) - (3\ \text{mol N–H} \cdot E_{N-H})$$

Se obtiene, $E_{N-H} = 390{,}9\ \text{kJ mol}^{-1}$.

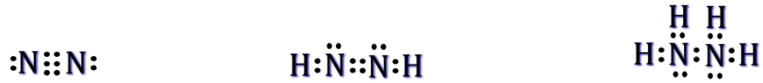
Ninguna respuesta es correcta.

4.32. El orden creciente de las longitudes de enlace entre los átomos de nitrógeno en las moléculas N_2, N_2H_2 y N_2H_4 es:
a) $N_2 < N_2H_2 < N_2H_4$
b) $N_2H_4 < N_2H_2 < N_2$
c) $N_2 < N_2H_4 < N_2H_2$
d) $N_2H_2 < N_2H_4 < N_2$

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace. Si el orden de enlace aumenta, la longitud del enlace decrece y la energía del enlace aumenta.

A la vista de las respectivas estructuras de Lewis:



orden 3 orden 2 orden 1

Respecto a la longitud del enlace N–N, se observa que la molécula de N_2 presenta un triple enlace por lo que este será el más corto de todos. A continuación, le sigue el de la molécula de N_2H_2 que presenta un enlace doble entre los átomos de nitrógeno. Finalmente, el enlace más largo le corresponde a la molécula de N_2H_4 que tiene unidos a los átomos de nitrógeno mediante un enlace sencillo.

Las sustancias propuestas ordenadas según longitud creciente del enlace N–N son:

$$N_2 < N_2H_2 < N_2H_4$$

Consultando la bibliografía, los valores de la distancia de enlace N–N (pm) son:

$$N_2\ (111) < N_2H_2\ (128) < N_2H_4\ (145)$$

La respuesta correcta es la **a**.

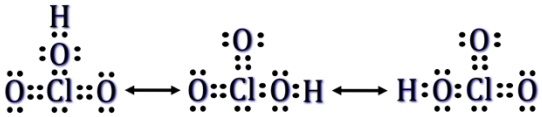
(Cuestión similar a la propuesta en Galicia 2012 y Madrid 2012).

4.33. Las distancias Cl–O en el ácido clórico:
a) Son todas iguales.
b) Son todas diferentes.
c) Hay una más corta y dos más largas.
d) Hay una más larga y dos más cortas.

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace. Si el orden de enlace aumenta, la longitud del enlace decrece y la energía del enlace aumenta.

La estructura de Lewis del $HClO_3$ es:



Se trata de una especie que presenta resonancia, con un orden de enlace $1\frac{2}{3}$, por lo que todos los enlaces Cl–O tienen la misma longitud, menor que la del enlace sencillo pero mayor que la del enlace doble.

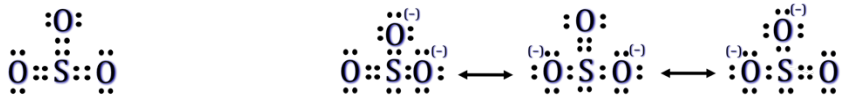
La respuesta correcta es la **a**.

4.34. La distancia S–O:
a) Es mayor en el trióxido de azufre que en el ion sulfito.
b) Es menor en el trióxido de azufre que en el ion sulfito.
c) Es la misma en las dos especies.
d) Es mayor en la especie que tiene menos electrones.

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace. Si el orden de enlace aumenta, la longitud del enlace decrece y la energía del enlace aumenta.

Considerando para el trióxido de azufre que la estructura de Lewis en la que el azufre presenta capa de valencia expandida, las estructuras de ambas especies son:



orden 2 orden 1⅓

De acuerdo con lo expuesto, la longitud de enlace la distancia S–O en el trióxido de azufre es menor que en el ion sulfito.

Consultando la bibliografía, las distancias de enlace (pm) son para el SO_3 (141,8) y para el HSO_3^- (150,6), longitud que está comprendida entre la de un enlace sencillo y la uno doble, lo que es coherente para una especie que presenta resonancia.

La respuesta correcta es la **b**.

4.35. Dadas las energías de disociación de enlace (EDE), ¿cuál es la $\Delta_f H°$ para el $H_2O(g)$?

E (kJ mol^{-1})	H–H (432)	O–H (467)	O=O (495)	O–O 467

a) –934 kJ mol^{-1}
b) –510 kJ mol^{-1}
c) –429 kJ mol^{-1}
d) –255 kJ mol^{-1}

(O.Q.N. Salamanca 2018)

La ecuación química correspondiente a la formación del $H_2O(g)$ es:

$$H_2(g) + ½\ O_2(g) \rightarrow H_2O(g)$$

La entalpía de una reacción se puede calcular (de forma aproximada) a partir de las energías de enlaces de las sustancias que intervienen en la reacción:

$$\Delta H° = \Sigma\ \nu_r\ E_{enlace}\ \text{(rotos en reactivos)} - \Sigma\ \nu_p\ E_{enlace}\ \text{(formados en productos)}$$

En la reacción propuesta, se rompen 1 mol de enlaces H–H y ½ mol de enlaces O=O y se forman 2 mol de enlaces O–H.

$$\Delta H° = [E_{H-H} + ½\ E_{O=O}] - [2\ E_{O-H}\ ] =$$

$$= \left(1\ \text{mol H–H} \cdot \frac{432\ \text{kJ}}{\text{mol H–H}}\right) + \left(½\ \text{mol O=O} \cdot \frac{495\ \text{kJ}}{\text{mol O=O}}\right) - \left(2\ \text{mol O–H} \cdot \frac{467\ \text{kJ}}{\text{mol O–H}}\right) = -255\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.36. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de átomos puede generar el enlace covalente más fuerte?
a) H y H
b) H y O
c) N y N
d) Cs y Cl
e) Cs y Cs

(O.Q.L. País Vasco 2018)

El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace. Cuanto mayor es el orden de enlace menor es la longitud del enlace y mayor la energía que se desprende al formarse, es decir, es más fuerte.

Descartando la pareja formada por elementos de muy diferente electronegatividad, Cs–Cl, con enlace predominantemente iónico, y la pareja Cs–Cs (metal alcalino), con enlace metálico.

De las tres parejas restantes, el enlace covalente más fuerte le corresponde a la pareja N≡N (orden 3), ya que entre ambos átomos puede formarse un triple enlace, mientras que, en los dos casos restantes el enlace es sencillo.

Consultando la bibliografía, los valores de las energías de enlace (kJ mol^{-1}) son:

H−H (436) O−H (463) N≡N (945)

La respuesta correcta es la **c**.

4.37. La energía de disociación de un enlace:
a) Es independiente del orden de enlace.
b) Es la energía necesaria para romper el enlace.
c) Tiene signo negativo.
d) Es la energía necesaria para formar un enlace.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

a) Falso. Cuanto mayor es el orden de enlace más fuerte es y mayor es la cantidad de energía que se necesita para romperlo.

b) **Verdadero**. Según se ha discutido en el apartado anterior.

c) **Verdadero**. Los valores de energías de enlace son positivos y como la energía de disociación es la opuesta a la energía de enlace sus valores serán negativos.

d) Falso. Según se ha discutido en el apartado a).

Las respuestas correctas son **b** y **c**.

4.38. El punto de fusión del silicio (1.414 °C) es menor que el punto de fusión del dióxido de silicio, SiO_2, (1.713 °C). De las siguientes afirmaciones, ¿cuál es la correcta pata explicar esta diferencia?
a) El enlace Si–Si es más débil que el enlace Si–O.
b) El SiO_2 es un sólido iónico mientras que el silicio es un sólido metálico.
c) El enlace Si–Si es más fuerte que el enlace Si–O.
d) El SiO_2 es polar mientras que el silicio es apolar.

(O.Q.L. Valencia 2019)

Presenta menor punto de fusión la sustancia que forme una red cristalina en la que los enlaces entre los átomos sean más débiles.

Pauling propone que en las moléculas existe una energía de resonancia iónica (ΔE) que mide el carácter iónico parcial de las mismas y que está relacionada con la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) de los elementos que las forman. Las ecuaciones que relacionan estas energías y la diferencia de electronegatividad son:

$$\Delta E = E_{XY} - \sqrt{E_{X_2} \cdot E_{Y_2}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} E_{XY} = \text{energía de enlace de la molécula XY} \\ E_{X_2} = \text{energía de enlace de la molécula } X_2 \\ E_{Y_2} = \text{energía de enlace de la molécula } Y_2 \end{cases}$$

$$\Delta\chi = k \cdot \sqrt{\Delta E} \qquad \begin{cases} \Delta E = \text{energía de resonancia iónica} \\ k = \text{constante} \\ \Delta\chi = \text{diferencia de electronegatividad entre X e Y} \end{cases}$$

La molécula con menor valor de $\Delta\chi$ tendrá menor valor de ΔE y, por tanto, el enlace entre los átomos será débil. Esto se cumple para el enlace Si–Si que es más débil y más largo que el Si–O.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las energías y distancias de enlace son:

Enlace	d_0 (pm)	E (kJ mol^{-1})
Si–Si	368	161
Si–O	226	234

La respuesta correcta es la **a**.

4.39. Para estimar la entalpía de la reacción de combustión de acetileno, C_2H_2 (g), (el agua queda como gas) se dispone de los datos correspondientes a las energías de enlace siguientes:

Enlace	C–C	C=C	C≡C	C–H	C–O	C=O	H–O	O–O	O=O
E (kJ mol^{-1})	347	612	830	413	358	746	464	144	498

A partir de estos datos, la entalpía de combustión del acetileno será:

a) –1.011 kJ mol^{-1}
b) –1.230 kJ mol^{-1}
c) –1.494 kJ mol^{-1}
d) –2.114 kJ mol^{-1}

(O.Q.L. Asturias 2020)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del acetileno es:

$$C_2H_2(g) + \frac{5}{2}\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + H_2O(g)$$

La entalpía de una reacción se puede calcular (de forma aproximada) a partir de las energías de enlaces de las sustancias que intervienen en la reacción:

$$\Delta H° = \Sigma\ \nu_r\ E_{enlace}\ \text{(rotos en reactivos)} - \Sigma\ \nu_p\ E_{enlace}\ \text{(formados en productos)}$$

En la reacción propuesta, se rompen 3 mol de enlaces H–H y 1 mol de enlaces N≡N y se forman 6 mol de enlaces N–H.

$$\Delta H° = [E_{C\equiv C} + 2\ E_{C-H} + 2{,}5\ E_{O=O}] - [4\ E_{C=O} + 2\ E_{O-H}] =$$

$$= \left(1\ \text{mol C}\equiv\text{C} \cdot \frac{830\ \text{kJ}}{\text{mol C}\equiv\text{C}}\right) + \left(2\ \text{mol C–H} \cdot \frac{413\ \text{kJ}}{\text{mol C–H}}\right) + \left(2{,}5\ \text{mol O=O} \cdot \frac{498\ \text{kJ}}{\text{mol O=O}}\right) -$$

$$- \left(4\ \text{mol C=O} \cdot \frac{746\ \text{kJ}}{\text{mol C=O}}\right) - \left(2\ \text{mol O–H} \cdot \frac{464\ \text{kJ}}{\text{mol O–H}}\right) = -1.011\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

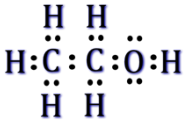
4.40. En las siguientes especies hay enlaces carbono–oxígeno, ¿en cuál de ellas la longitud de dicho enlace será menor?

a) Etanol
b) Monóxido de carbono
c) Ion carbonato
d) Metanal

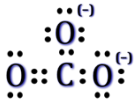
(O.Q.N. Valencia 2020)

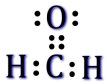
El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace. Si el orden de enlace aumenta, la longitud del enlace decrece y la energía del enlace aumenta.

A la vista de las respectivas estructuras de Lewis:


orden 1


orden 3


orden 1⅓


orden 2

Respecto a la longitud del enlace C–O, se observa que la molécula de CO presenta un triple enlace por lo que este será el más corto en las especies propuestas.

La respuesta correcta es la **b**.

5. HIBRIDACIÓN

5.1. ¿Cuál (es) de las siguientes proposiciones es falsa?
a) Una molécula con hibridación *sp* es lineal.
b) Una molécula con hibridación sp^2 es plana y triangular.
c) La molécula de CH_4 es plana cuadrangular.
d) Si en el NH_3 se utilizan orbitales puros del tipo *p* del N, el ángulo esperado será de 90°.
e) La hibridación sp^3 en el NH_3 explica mejor el ángulo de 107° de la molécula
f) La hibridación sp^3d pertenece a una molécula con forma de bipirámide triangular y sin pares de electrones desapareados.
g) La hibridación sp^3d pertenece a una molécula cuadrado plana.

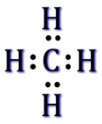
(O.Q.L. Asturias 1989) (O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

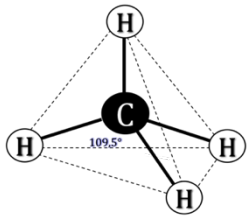
a) Verdadero. En una molécula en la que el átomo central presenta hibridación sp, este se encuentra rodeado por dos pares electrones alojados en dos orbitales híbridos separados 180° por lo que esta presenta geometría lineal.

b) Verdadero. En una molécula en la que el átomo central presenta hibridación sp^2, este se encuentra rodeado por tres pares electrones alojados en tres orbitales híbridos separados 120°. Si los tres orbitales están ocupados por:

- tres pares de electrones enlazantes → geometría triangular plana
- dos pares de electrones enlazantes y un par de electrones solitarios → geometría angular.

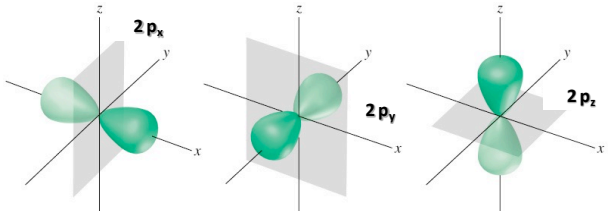
c) **Falso**. La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



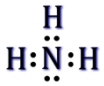


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que tiene disposición y geometría molecular tetraédrica.

d) Verdadero. La configuración electrónica abreviada del nitrógeno ($Z = 7$) es [He] $2s^2\ 2p^3$, de la que se deduce que tiene 5 electrones de valencia alojados en orbitales atómicos $2s$ y $2p$. Si se considera que los responsables del enlace son los electrones alojados en el orbital $2p$, los ángulos de enlace deberían ser de 90° ya que estos orbitales son perpendiculares entre sí.



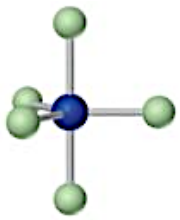
e) Verdadero. La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que tiene disposición tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central que presenta hibridación sp^3.

La repulsión que ejerce el par de electrones solitarios situado sobre el átomo de nitrógeno provoca que los ángulos de enlace sean de 107°, algo menores de 109,5°, que son los que corresponden a un tetraedro.

f) Verdadero. En una molécula en la que el átomo central presenta hibridación sp^3d, este se encuentra rodeado por cinco pares electrones alojados en cinco orbitales híbridos. De acuerdo con el modelo RPECV estas moléculas cuya distribución de ligandos alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5, les corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición y geometría es de bipirámide trigonal. Los tres orbitales que se encuentran en el mismo plano están separados 120°, mientras que los dos orbitales restantes se encuentran en un plano perpendicular a los anteriores.



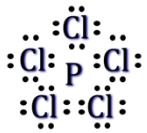
g) **Falso**. Según se ha justificado en el apartado anterior.

Las respuestas correctas son **c** y **g**.

5.2. Solo una de las siguientes afirmaciones es cierta:
a) El PCl_5 presenta una hibridación sp^3.
b) En el H_2O la hibridación del átomo central sería *sp*.
c) El eteno es una molécula plana y cada C sufre una hibridación sp^2.
d) En el etino la hibridación de cada C sp^2.
e) El PF_6^- presenta una hibridación sp^3d.

(O.Q.L. Asturias 1990)

a) Falso. La estructura de Lewis del pentacloruro de fósforo es:



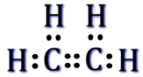
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición y geometría es de bipirámide trigonal. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3d.

b) Falso. La estructura de Lewis del agua es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

c) **Verdadero**. La estructura de Lewis de la molécula de eteno o etileno es:



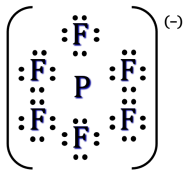
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $CH_2{=}CH_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central (carbono) se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^2.

d) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de etino o acetileno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central (carbono) se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación *sp*.

e) Falso. La estructura de Lewis de la especie PF_6^- es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PF_6^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_6, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6, por lo que su disposición y geometría es de bipirámide cuadrada. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3d^2.

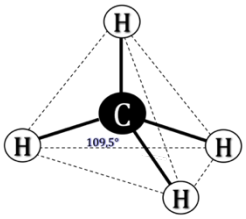
La respuesta correcta es la **c**.

5.3. ¿Qué geometrías son posibles para compuestos cuyos enlaces (del átomo central) pueden describirse utilizando orbitales híbridos sp^3?
a) Tetraédrica, angular y bipirámide trigonal.
b) Tetraédrica, lineal y angular.
c) Tetraédrica, trigonal plana y lineal.
d) Tetraédrica, piramidal trigonal y angular.
e) Tetraédrica, piramidal trigonal y lineal.

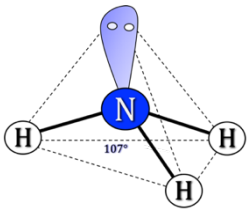
(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Castilla y León 2013) (O.Q.N. El Escorial 2017) (O.Q.L. Cantabria 2017) (O.Q.L. Galicia 2019) (O.Q.L. Málaga 2019)

Una molécula en la que el átomo central presente hibridación sp^3 tiene cuatro orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con el modelo RPECV le corresponde un número estérico 4. Este número está asociado a especies con geometría:

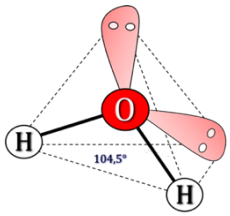
AX_4 tetraédrica



AX_3E piramidal



AX_2E_2 angular



La respuesta correcta es la **d**.

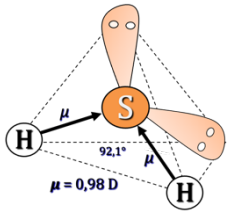
5.4. Dadas las moléculas PCl_3, CH_4, CO_2 y H_2S, ¿cuál de las siguientes respuestas es cierta?
a) Todas son moléculas polares.
b) Solo son polares PCl_3 y H_2S.
c) La hibridación del átomo central es *sp* en PCl_3.
d) Las moléculas H_2S y CO_2 son lineales.

(O.Q.L. Asturias 1996)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de dihidrógeno es:

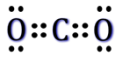


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

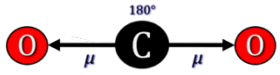


Como el azufre ($\chi = 2{,}58$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}978$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

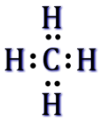


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

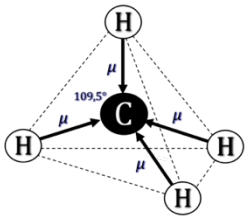


Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

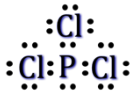


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

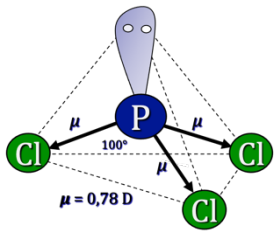


Como el carbono ($\chi = 2{,}55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de fósforo es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos a ese átomo central. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.



Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2{,}19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}78$ D) y la molécula es polar.

a) Falso. Las moléculas de CO_2 y CH_4 no son polares.

b) **Verdadero**. Las moléculas de H_2S y PCl_3 son polares.

c) Falso. La hibridación del átomo central del PCl_3 es sp^3.

d) Falso. La molécula de CO_2 es lineal y la de H_2S es angular.

La respuesta correcta es la **b**.

5.5. ¿Cuál de las siguientes moléculas se podría explicar mediante una hibridación *sp*?
a) HCN
b) CH_2=CH_2
c) HCHO
d) CH_4

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2020)

En una molécula en la el átomo central presente hibridación *sp*, este se encuentra rodeado por dos pares electrones alojados en dos orbitales híbridos separados 180°, por lo que de acuerdo con la notación del modelo de RPECV se trata de una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios

alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que la disposición y geometría es lineal.

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



a) **Verdadero**. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCN es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

b) Falso. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central (carbono) se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría plana.

c) Falso. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCHO es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

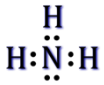
d) Falso. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

La respuesta correcta es la **a**.

5.6. Indique para los compuestos siguientes si alguno no posee algún átomo con hibridación sp^3:
a) NH_3
b) C_6H_6
c) H_2O
d) CCl_4
e) HCHO

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:



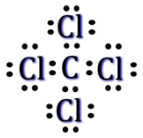
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



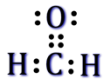
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:



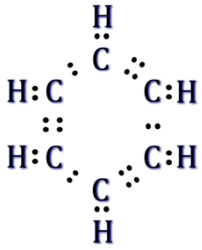
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de metanal es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCHO es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^2.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de benceno es:



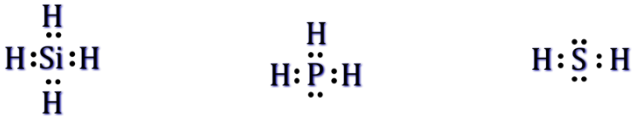
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_6H_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo de central (carbono) se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es trigonal y su geometría plana. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^2.

Las respuestas correctas son **b** y **e.**

5.7. Para las siguientes moléculas: SiH_4, PH_3 y H_2S:
a) En las tres moléculas, el átomo central tiene cuatro pares de electrones en orbitales enlazantes.
b) El ángulo H–Si–H es menor que el ángulo H–P–H.
c) En los tres casos el átomo central presenta hibridación sp^3.
d) La única molécula no polar es PH_3.
e) La única lineal es H_2S.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Sevilla 2013) (O.Q.L. Málaga 2018) (O.Q.L. Málaga 2020)

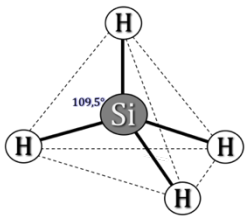
a) Falso. Las estructuras de Lewis de las moléculas de silano, fosfano y sulfuro de dihidrógeno son:



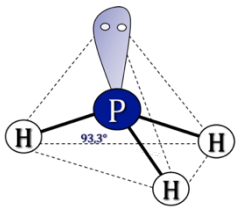
Como se observa, solo la molécula de SiH_4 tiene cuatro pares de electrones en orbitales enlazantes.

b) Falso. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV se trata de moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajustan a las fórmulas AX_4 para el SiH_4, AX_3E para el PH_3 y AX_2E_2 para el H_2S, a las que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que presentan una disposición tetraédrica de ligandos y pares de electrones alrededor del átomo central. Sin embargo, como la molécula de PH_3 tiene un par solitario sobre el átomo de fósforo, su geometría es piramidal con ángulos de enlace menores de 109,5° debido a la repulsión que este provoca; mientras que la molécula de SiH_4 que no tiene pares solitarios, es tetraédrica con todos los ángulos de enlace de 109,5°.

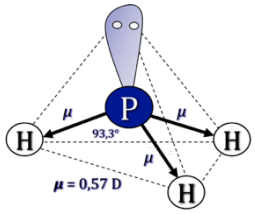
<u>AX_4 tetraédrica (α = 109,5°)</u>



<u>AX_3E piramidal (α = 93,3°)</u>

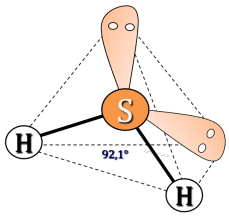


c) **Verdadero**. En las especies que presentan disposición tetraédrica, el átomo central tiene hibridación sp^3.



d) Falso. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el fósforo ($\chi = 2{,}19$) es menos electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}574$ D) y la molécula es polar.



e) Falso. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

La respuesta correcta es la **c.**

(En la cuestión propuesta en Sevilla 2013 se cambian SiH_4 y PH_3 por CH_4 y NH_3, respectivamente).

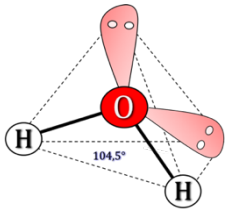
5.8. Señale la proposición correcta:
a) La molécula de agua es lineal.
b) El volumen molar del hielo es menor que el del agua líquida.
c) La molécula de agua puede actuar como ácido y como base de Brönsted-Lowry.
d) En agua solo se disuelven compuestos iónicos.
e) En la molécula de agua, el oxígeno presenta hibridación sp^2.
f) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. País Vasco 2006) (O.Q.L. Cantabria 2017)

a) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



b) Falso. El volumen molar del hielo es mayor que el del agua líquida, ya que la densidad del hielo ($\rho = 0{,}9$ g cm^{-3}) es menor que la del agua a la misma temperatura ($\rho = 1{,}0$ g cm^{-3}). Así pues, los volúmenes molares respectivos son:

$$V_{\text{hielo}} = \frac{18\text{ g}}{0{,}9\text{ g cm}^{-3}} = 20\text{ cm}^3 \qquad V_{\text{agua}} = \frac{18\text{ g}}{1{,}0\text{ g cm}^{-3}} = 18\text{ cm}^3$$

c) **Verdadero**. El agua es un anfótero y puede actuar como:

ácido de Brönsted (cede un H^+)	base de Brönsted (capta un H^+)
$NH_3 + H_2O \leftrightarrows NH_4^+ + OH^-$	$HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$

d) Falso. El agua debido a su elevado momento dipolar ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}85$ D) disuelve muy bien a los compuestos iónicos (tipo NaCl), pero también disuelve a los compuestos con enlace covalente polar (tipo HCl).

e) Falso. Como se ha visto en el apartado b), el H_2O tiene una distribución tetraédrica de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

La respuesta correcta es la **c**.

5.9. Indique cuál de las siguientes proposiciones es cierta:
a) La especie Ar^+ tiene configuración de gas noble.
b) La molécula X–Y–Z es no polar.
c) La hibridación del carbono en el compuesto CH_3Cl es sp^3.
d) La energía de un enlace sencillo es la mitad de un enlace doble entre los mismos átomos.

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2019)

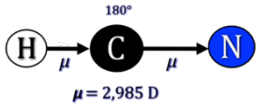
a) Falso. La configuración electrónica abreviada del gas noble Ar ($Z = 18$) es [Ne] $3s^2\ 3p^6$. Si a un átomo de argón se le quita un electrón se transforma en el ion Ar^+ por lo que pierde dicha configuración.

b) Falso. Una especie del tipo X–Y–Z podría ser el HCN, y su estructura de Lewis es:

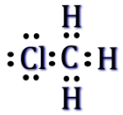


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCN es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y su geometría es lineal.

Como el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) y el carbono ($\chi = 2{,}55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 2{,}98$ D) y la molécula es polar.



c) **Verdadero**. La estructura de Lewis del clorometano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_3Cl es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

d) Falso. Una molécula que presente un enlace doble entre dos átomos idénticos, tiene dos enlaces diferentes, un enlace σ y otro π. Como las energías de ambos enlaces también son diferentes, la energía asociada a un enlace sencillo nunca será la mitad de la energía asociada a un enlace doble.

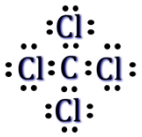
La respuesta correcta es la **c**.

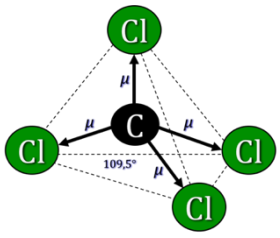
5.10. Sabiendo que el tetracloruro de carbono es una molécula apolar, señala el tipo de hibridación que presenta el átomo central y en que disolvente será más soluble:

a) sp	H_2O
b) sp^3	CS_2
c) sp^3	H_2O
d) sp^2	CS_2

(O.Q.L. Asturias 1998)

La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

Al ser el cloro ($\chi = 3{,}16$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esta geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La solubilidad solo es posible en CS_2 y se explica mediante la formación de enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London entre ambas moléculas.

La respuesta correcta es la **b**.

5.11. De las siguientes afirmaciones, señale la verdadera:
a) Los orbitales híbridos son moleculares.
b) Todos los orbitales híbridos están situados en el mismo plano.
c) En los compuestos orgánicos el carbono siempre utiliza orbitales híbridos *sp*.
d) El número total de orbitales híbridos es siempre igual al número total de orbitales atómicos puros empleados en su formación.

(O.Q.L. Asturias 1998)

a) Falso. Los orbitales híbridos son orbitales atómicos formados por la combinación lineal de orbitales atómicos puros.

b) Falso. La geometría de los orbitales híbridos depende del tipo de hibridación. Así:

hibridación $sp^3 \rightarrow$ tetraédrica hibridación $sp^2 \rightarrow$ trigonal plana hibridación $sp \rightarrow$ lineal

c) Falso. Depende del tipo de enlace existente entre los átomos de carbono. Así:

hibridación $sp^3 \rightarrow$ –C–C– hibridación $sp^2 \rightarrow$ –C=C– hibridación $sp \rightarrow$ –C≡C–

d) **Verdadero**. Depende del tipo de hibridación. Así:

hibridación $sp^3 \rightarrow$ 4 orbitales sp^3 (1 orbital atómico s + 3 orbitales atómicos p)

hibridación $sp^2 \rightarrow$ 2 orbitales sp^2 (1 orbital atómico s + 2 orbitales atómicos p)

hibridación $sp \rightarrow$ 2 orbitales sp (1 orbital atómico s + 1 orbital atómico p)

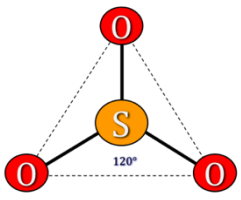
La respuesta correcta es la **d**.

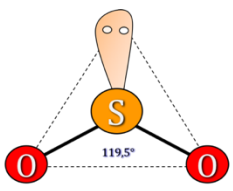
5.12. ¿Qué geometrías son posibles para las moléculas o iones cuyos enlaces se pueden describir mediante orbitales híbridos sp^2?
a) Tetraédrica y angular
b) Piramidal trigonal y angular
c) Trigonal plana y angular
d) Trigonal plana y octaédrica
e) Trigonal plana y piramidal trigonal

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. Granada 2018) (O.Q.L. La Rioja 2019)

Una especie en la que el átomo central presente hibridación sp^2 tiene tres orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con el modelo RPECV le corresponde un número estérico 3. Este número está asociado a especies con geometrías:

AX_3 trigonal plana ($\alpha = 120°$) AX_2E angular ($\alpha < 120°$)





La respuesta correcta es la **c**.

5.13. Para las siguientes moléculas: NH_3, H_2S, CH_4:
a) En los tres casos el átomo central presenta hibridación sp^3.
b) El ángulo H–C–H es menor que el ángulo H–N–H.
c) La única lineal es H_2S.
d) La única molécula no polar es NH_3.
e) Las tres moléculas tienen momento dipolar.

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Baleares 2010) (O.Q.L. La Rioja 2010) (O.Q.L. Murcia 2011) (O.Q.L. La Rioja 2011)

Las estructuras de Lewis de las moléculas de amoniaco, sulfuro de dihidrógeno y metano son:



a) **Verdadero.** De acuerdo con la notación del modelo de RPECV se trata de moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajustan a las fórmulas AX_3E para el NH_3, AX_2E_2 para el H_2S y AX_4 para el CH_4, a las que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que presentan una disposición tetraédrica de ligandos y pares de electrones alrededor del átomo central. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

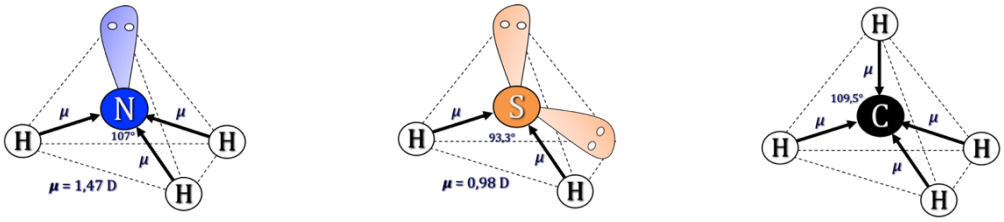
b) Falso. La molécula de NH_3 tiene un par solitario sobre el átomo de fósforo, por lo que su geometría es piramidal con ángulos de enlace menores de 109,5° debido a la repulsión que este provoca; mientras que la molécula de CH_4 que no tiene pares solitarios, es tetraédrica con todos los ángulos de enlace de 109,5°.

c) Falso. La molécula de H_2S presenta una disposición tetraédrica, pero su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

d-e) Falso. Como el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}47$ D) y la molécula es polar.

▪ Como el azufre ($\chi = 2{,}58$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}978$ D) y la molécula es polar.

▪ Como el carbono ($\chi = 2{,}55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Burgos 1998).

5.14. ¿En cuál de los siguientes compuestos hay orbitales híbridos sp^2?
a) $CH_3–CH_2–CH_3$
b) $CH_3–C\equiv CH$
c) $CH_3–CHOH–CH_3$
d) $CH_3–NH_2$
e) $CH_2=CH–C\equiv CH$

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Galicia 2013) (O.Q.L. Extremadura 2014) (O.Q.N. Salamanca 2018) (O.Q.L. Extremadura 2019)

Una molécula en la que el átomo central presente hibridación sp^2 tiene tres orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con el modelo RPECV le corresponde un número estérico 3 y una disposición trigonal de ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central.

a) Falso. En la molécula de propano, $CH_3–CH_2–CH_3$, todos los carbonos tienen cuatro enlaces simples, característica de los carbonos con hibridación sp^3.

b) Falso. En la molécula de propino, $CH_3–C{\equiv}CH$, el primer carbono tiene cuatro enlaces simples, característica de los carbonos con hibridación sp^3, mientras que los dos restantes tienen un enlace simple y otro triple, característica de los carbonos con hibridación sp.

c) Falso. En la molécula de 2-propanol, $CH_3–CHOH–CH_3$, todos los carbonos tienen cuatro enlaces simples, característica de los carbonos con hibridación sp^3.

d) Falso. En la molécula de metilamina, $CH_3–NH_2$, el átomo de carbono tiene cuatro enlaces simples, característica de los carbonos con hibridación sp^3 y el átomo de nitrógeno también la tiene, solo que uno de los cuatro orbitales híbridos está ocupado por un par de electrones solitario.

e) **Verdadero**. En la molécula de 1-buten-3-ino, $CH_2{=}CH–C{\equiv}CH$, los dos primeros carbonos tienen dos enlaces simples y un enlace doble, característica de los carbonos con hibridación sp^2, mientras que los dos restantes tienen un enlace simple y otro triple, característica de los carbonos con hibridación sp.

La respuesta correcta es la **e**.

5.15. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?
a) La hibridación de los carbonos en el acetileno (etino) es sp^2.
b) La hibridación del átomo central de la molécula de agua es sp.
c) La hibridación del átomo de boro en la molécula de trifluoruro de boro es sp^2.
d) El etileno es una molécula plana y cada átomo de carbono presenta hibridación sp^3.
e) La hibridación del átomo de nitrógeno en la molécula de amoniaco es sp^2.

(O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2009)

a) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de acetileno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central (carbono) se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición es lineal. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp.

b) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



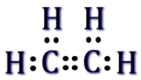
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

c) **Verdadero**. La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



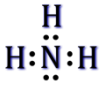
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^2.

d) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de etileno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central (carbono) se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo su disposición es triangular. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^2.

e) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo su disposición es tetraédrica. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

La respuesta correcta es la **c**.

5.16. Dadas las siguientes moléculas:

A) CF_4 B) C_2Br_2 C) C_2Cl_4

Se cumple que:

a) En todas las moléculas, los carbonos presentan hibridación sp^2.

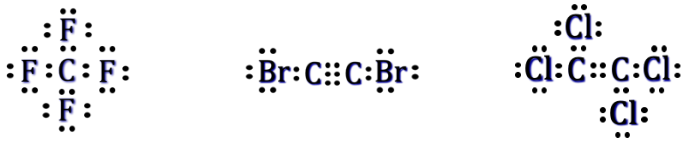
b) El carbono de A y los dos de C presentan hibridación sp^3.

c) El ángulo F–C–F en A es mayor que el Cl–C–Cl en C.

d) La molécula C_2Br_2 es lineal.

(O.Q.L. Asturias 2000)

Las estructuras de Lewis de las moléculas de CF_4, C_2Br_2 y C_2Cl_4 son:

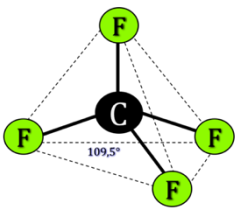


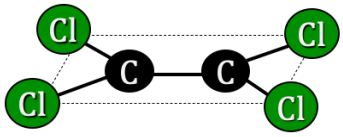
a-b) Falso. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV se trata de moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajustan a las fórmulas:

- AX_4 para el CF_4 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que presentan una disposición tetraédrica de ligandos y pares de electrones alrededor del átomo central. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.
- AX_2 para el C_2Br_2 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que presentan una disposición lineal de ligandos y pares de electrones alrededor de cada átomo central (carbono). En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp.
- AX_3 para el C_2Cl_4 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que presentan una disposición lineal de ligandos y pares de electrones alrededor de cada átomo central (carbono). En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^2.

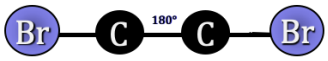
c) Falso. La molécula de CF_4 presenta geometría tetraédrica con todos los ángulos de enlace de 109,5°, mientras que la molécula de C_2Cl_4 es triangular plana con ángulos de enlace de 120°.

<u>AX_4 tetraédrica (α = 109,5°)</u> <u>AX_3 triangular plana (α = 120°)</u>





d) **Verdadero**. El C_2Br_2 es una molécula que presenta geometría es lineal con ángulos de enlace de 180°.

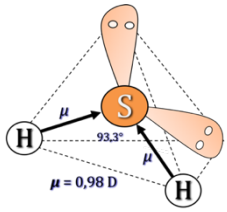


La respuesta correcta es la **d**.

5.17. Señale la proposición correcta, para las moléculas $BeCl_2$ y H_2S:
a) Tienen el mismo ángulo de enlace.
b) Al tener el átomo central el mismo número de pares de electrones de valencia, la geometría es la misma en los dos casos.
c) La molécula de $BeCl_2$ es lineal y la molécula de H_2S es angular.
d) Los átomos de Be y S utilizan dos orbitales híbridos de tipo *sp*.
e) El átomo de S tiene dos pares de electrones no enlazantes, por lo que tiene hibridación sp^3.
f) Ambos átomos centrales tienen la misma hibridación.
g) Las dos moléculas son apolares.

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Madrid 2010) (O.Q.L. Murcia 2012) (O.Q.L. Cantabria 2014)

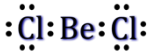
▪ La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de dihidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central y con un ángulo de enlace menor de 109,5° debido a la repulsión ejercida por los dos pares de electrones solitarios. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

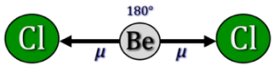
Como el azufre ($\chi = 2{,}58$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}978$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de berilio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $BeCl_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal y con un ángulo de enlace de 120°. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación *sp*.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1{,}57$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

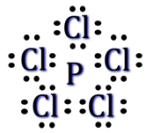


Las respuestas correctas son **c** y **e**.

5.18. La molécula de PCl_5 presenta una geometría de bipirámide trigonal. Esta geometría se explica con una hibridación del fósforo:
a) sp^3d
b) sp^3d^2
c) sp^2
d) sp^3
e) *sp*
f) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Jaén 2017) (O.Q.L. Galicia 2018)

La estructura de Lewis de la molécula de pentacloruro de fósforo es:



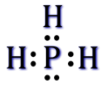
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición y geometría es de bipirámide trigonal. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3d.

La respuesta correcta es la **a**.

5.19. Indique cuál de las propuestas siguientes de orbitales híbridos es aplicable al PH_3:
a) sp^2
b) sp^3
c) p^3
d) *dsp*
e) *sp*
f) sp^4
g) No presenta hibridación.

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Granada 2017)

La estructura de Lewis de la molécula de fosfano es:



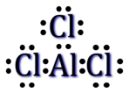
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

La respuesta correcta es la **b**.

5.20. ¿Cuál es la hibridación del átomo central en el compuesto $AlCl_3$?
a) sp^2
b) s^2p
c) sp^3
d) *sp*

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de aluminio es:



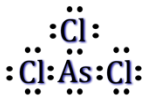
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $AlCl_3$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^2.

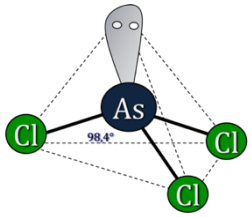
La respuesta correcta es la **a**.

5.21. De la molécula de cloruro de arsénico(III) se puede afirmar que:
a) Su geometría es triangular plana.
b) Su geometría es piramidal trigonal.
c) Tiene cinco pares de electrones alrededor del átomo central.
d) Es una molécula angular con hibridación sp^3.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

La estructura de Lewis de la molécula de cloruro de arsénico(III) es:





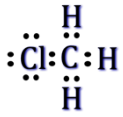
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $AsCl_3$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal trigonal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

La respuesta correcta es la **b**.

5.22. La hibridación del carbono en los siguientes compuestos:
A) CH_3Cl B) CO_2 C) HCHO es:
a) A: sp^3, B: sp, C: sp
b) A: sp^3, B: sp, C: sp^2
c) A: sp^3, B: sp^2, C: sp
d) A: sp^2, B: sp, C: sp

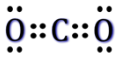
(O.Q.L. Asturias 2001)

▪ La estructura de Lewis del clorometano es:



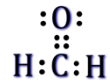
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_3Cl es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición es lineal. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de formaldehído es:



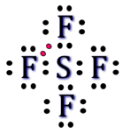
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCHO es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es triangular. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^2.

La respuesta correcta es la **b**.

5.23. La hibridación que presenta el átomo de azufre en el tetrafluoruro de azufre es:
a) sp^2
b) sp^3
c) sp^3d
d) sp^3d^2

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición es de bipirámide trigonal. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3d.

La respuesta correcta es la **c**.

5.24. ¿La estructura de cuál de las siguientes sustancias se puede justificar mediante hibridación sp^2?
a) C_2H_2
b) BF_3
c) $CHCl_3$
d) BeF_2

(O.Q.L. Baleares 2003)

▪ La estructura de Lewis de las moléculas de acetileno y difluoruro de berilio son:



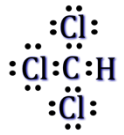
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, C_2H_2 y BeF_2 son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición es lineal. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación *sp*.

▪ La estructura de Lewis del trifluoruro de boro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^2.

▪ La estructura de Lewis del triclorometano es:



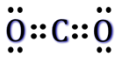
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $CHCl_3$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

La respuesta correcta es la **b**.

5.25. De las siguientes afirmaciones solo una es correcta:
a) La molécula de dióxido de carbono es polar.
b) El átomo de carbono de la molécula de dióxido de carbono tiene hibridación sp^3.
c) La molécula de dióxido de carbono es lineal.
d) El dióxido de carbono es sólido a 25 °C y 1 atm.

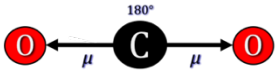
(O.Q.L. Madrid 2004)

La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación *sp*.

▪ Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



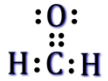
▪ El CO_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar por lo que las únicas fuerzas intermoleculares que presenta son del tipo de fuerzas de dispersión de London. Estas fuerzas son muy débiles, motivo por el que su estado de agregación a 25 °C y 1 atm es un gaseoso.

La respuesta correcta es la **c**.

5.26. En el formaldehído, H_2CO, ¿qué hibridación utiliza el carbono?
a) sp^3
b) sp
c) sp^2
d) $sp^3 d$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de formaldehído es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCHO es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es triangular. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^2.

La respuesta correcta es la **c**.

5.27. ¿Qué hibridación presentan los átomos de carbono en cada una de las siguientes moléculas?
i) C_2H_6 **ii)** C_2H_2 **iii)** HCN **iv)** CH_3OH
a) i) sp^2, ii) sp, iii) sp^3, iv) sp
b) i) sp^3, ii) sp, iii) sp, iv) sp^3
c) i) sp^2, ii) sp^3, iii) sp^3, iv) sp
d) i) sp^3, ii) sp^2, iii) sp^3, iv) sp

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_6 y el CH_3OH son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_2 y el HCN son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2 por lo que su disposición es lineal. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación *sp*.

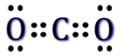
La respuesta correcta es la **b**.

5.28. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?
a) El dióxido de carbono es más polar que el metano.
b) Todas las sustancias con hibridación sp^3 son apolares.
c) Las estructuras de Lewis permiten explicar la apolaridad del CF_4.
d) El modelo de hibridación de orbitales atómicos permite explicar la geometría angular de la molécula de agua.

(O.Q.L. Baleares 2005)

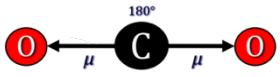
a) Falso. Tanto el dióxido de carbono como el metano son sustancias no polares.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

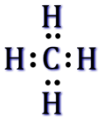


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

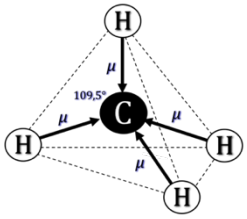
Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



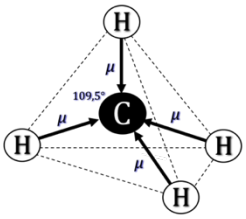
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



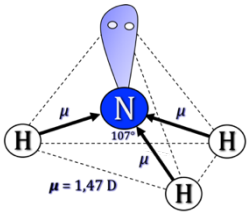
Como el carbono ($\chi = 2{,}55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

b) Falso. Las sustancias con hibridación sp^3 tienen de número estérico 4, lo que quiere decir que la disposición de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central es tetraédrica. Sin embargo, la geometría puede ser tetraédrica (AX_4), piramidal (AX_3E) o angular (AX_2E_2). Esto determina que la especie tetraédrica sea no polar, mientras que las especies piramidal y angular sean polares. Por ejemplo:

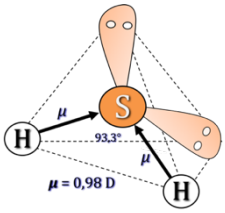
<u>AX_4 tetraédrica</u>



<u>AX_3E piramidal</u>

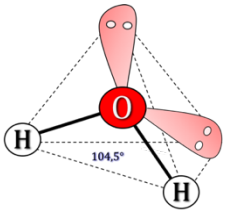


<u>AX_2E_2 angular</u>



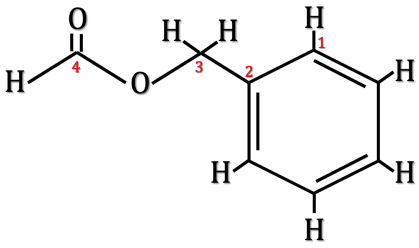
c) Falso. La estructura de Lewis permite solo obtener el número estérico y, con ello, la disposición de los pares de electrones alrededor del átomo central. Para determinar la polaridad es necesario dibujar los vectores momento dipolar de la especie y obtener su resultante.

d) **Verdadero**. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.



La respuesta correcta es la **d**.

5.29. En el siguiente compuesto orgánico:



indique las hibridaciones de los carbonos señalados como 1, 2, 3 y 4, respectivamente.
a) sp^3, sp^2, sp, sp
b) sp^2, sp, sp, sp^3
c) sp^2, sp^3, sp, sp
d) sp^2, sp^2, sp^3, sp^2

(O.Q.L. Madrid 2006)

▪ Los átomos C1, C2 y C4 tienen dos enlaces simples y un enlace doble, característica de los carbonos con hibridación sp^2.

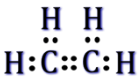
▪ El átomo C3 tiene cuatro enlaces simples, característica de los carbonos con hibridación sp^3.

La respuesta correcta es la **d.**

5.30. La hibridación del carbono en el eteno, $CH_2{=}CH_2$, es:
a) sp^2
b) sp^3
c) sp
d) s^2p^2

(O.Q.L. Castilla y León 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. La Rioja 2010)

La estructura de Lewis de la molécula de eteno es:



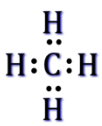
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $CH_2{=}CH_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central (carbono) se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^2.

La respuesta correcta es la **a**.

5.31. ¿Qué orbitales atómicos emplea el carbono para dar CH_4?
a) Orbitales *p*
b) Orbitales híbridos sp^2
c) Orbitales *d*
d) Orbitales híbridos sp^3

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



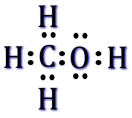
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

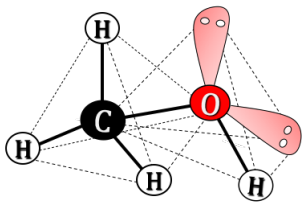
La respuesta correcta es la **d**.

5.32. El átomo de oxígeno en los alcoholes y en los éteres utiliza:
a) Orbitales atómicos *s* y p_x para unirse a los átomos a los que se enlaza.
b) Orbitales atómicos p_x y p_y para unirse a los átomos a los que se enlaza.
c) Orbitales híbridos *sp* para unirse a los átomos a los que se enlaza en forma lineal.
d) Orbitales híbridos sp^3 para unirse a los átomos a los que se enlaza en forma angular.
e) Orbitales atómicos *s*, p_x y p_y para unirse a los átomos a los que se enlaza.

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.L. Galicia 2017)

En los alcoholes y éteres como, por ejemplo, el metanol cuya estructura de Lewis es:





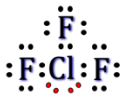
de acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el átomo de oxígeno tiene una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios a su alrededor que se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al oxígeno. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

La respuesta correcta es la **d**.

5.33. ¿Cuál de las siguientes moléculas se puede describir mediante una hibridación sp^2 del átomo central?
a) ClF_3
b) NH_3
c) CBr_4
d) BCl_3
e) H_2O
f) H_2S
g) CO_2

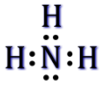
(O.Q.L. País Vasco 2008) (O.Q.L. País Vasco 2009)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de cloro es:



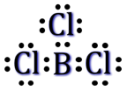
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF_3 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_3E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, con una disposición de bipirámide trigonal. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3d.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:



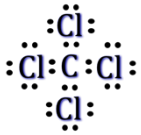
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de boro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^2.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:



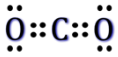
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

▪ La estructura de Lewis de las moléculas de agua y sulfuro de dihidrógeno son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, H_2O y H_2S son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



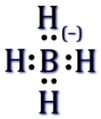
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición es lineal. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación *sp*.

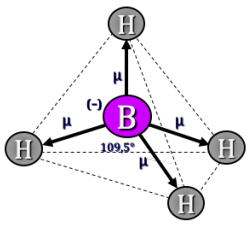
La respuesta correcta es la **d**.

5.34. En el ion $[BH_4]^-$ todas las distancias de enlace B–H son iguales, así como también lo son todos los ángulos H–B–H. Por tanto, se puede esperar que:
a) La molécula sea cuadrada con el átomo de boro situado en el centro.
b) La molécula sea tetraédrica con el átomo de boro situado en el centro.
c) La molécula adopte la forma de una pirámide de base cuadrada.
d) El boro tenga una hibridación sp^2.
e) Esta molécula cargada negativamente tenga un momento dipolar diferente de cero.

(O.Q.N. Castellón 2008)

La estructura de Lewis del ion tetrahidruroborano(1–) es:





Si todas las distancias de enlace son iguales y los ángulos de enlace también lo son, de acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ion $[BH_4]^-$ se ajusta al tipo AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica en la que el átomo de boro ocupa el centro del tetraedro con ángulos de enlace de 109,5°. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

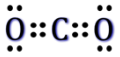
Como el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la especie es no polar.

La respuesta correcta es la **b**.

5.35. Al comparar dos moléculas muy semejantes CO_2 y SO_2, se observa que en la primera el momento dipolar es nulo, mientras que en la segunda no lo es. ¿Cuál de las siguientes respuestas justifica esta diferencia?
a) Porque el átomo de carbono presenta hibridación *sp*, mientras que el azufre sp^2.
b) Porque el carbono y el oxígeno tienen electronegatividades muy similares, mientras que en el caso del azufre y el oxígeno son muy diferentes.
c) Porque el carbono pertenece al segundo periodo de la tabla periódica y el azufre, al tercer periodo.
d) Porque el átomo de carbono presenta hibridación sp^2, mientras que el azufre *sp*.

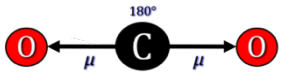
(O.Q.L. Canarias 2008)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

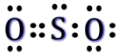


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición es lineal. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación *sp*.

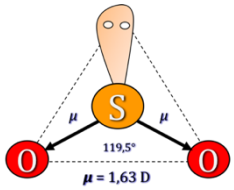
Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^2.



Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1{,}63$ D) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **a**.

5.36. El compuesto $CH_3–CH_2–CH=CH_2$ no presenta enlaces formados por el solapamiento de orbitales híbridos:
a) $sp^3–sp^3$
b) $sp^2–sp^3$
c) $sp^2–sp^2$
d) $sp–sp^3$

(O.Q.L. Castilla La Mancha 2008)

El compuesto propuesto, but–2–eno, tiene:

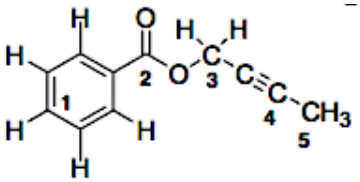
▪ Los átomos de carbono 3 y 4 tienen todos los enlaces simples, característica de los carbonos con hibridación sp^3. Estos enlaces implican solapamiento de orbitales híbridos $sp^3–sp^3$.

▪ Los átomos de carbono 1 y 2 tienen dos enlaces simples y un enlace doble, característica de los carbonos con hibridación sp^2. Este enlace implica solapamiento de orbitales híbridos $sp^2–sp^2$ y el resto de sus enlaces solapamiento de orbitales híbridos $sp^2–sp^3$.

La molécula propuesta no presenta solapamiento de orbitales híbridos $sp–sp^3$.

La respuesta correcta es la **d**.

5.37. Las hibridaciones de los carbonos numerados del 1 al 5 del siguiente compuesto orgánico son:



a) sp^2, sp, sp^2, sp, sp^3
b) sp, sp^2, sp^3, sp, sp^3
c) sp^2, sp^2, sp^3, sp, sp^3
d) sp^2, sp^3, sp^2, sp, sp^3
e) sp^2, sp^2, sp^2, sp, sp^3

(O.Q.L. País Vasco 2009)

En la molécula propuesta:

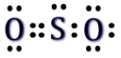
- Los átomos C1 y C2 tienen dos enlaces simples y un enlace doble, característica de los carbonos con hibridación sp^2.
- Los átomos C3 y C5 tienen todos los enlaces simples, característica de los carbonos con hibridación sp^3.
- El átomo C4 tiene un enlace simple y un enlace triple, característica de los carbonos con hibridación sp.

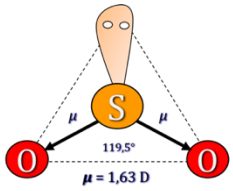
La respuesta correcta es la **c**.

5.38. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) La molécula de dióxido de azufre es apolar.
b) El azufre de la molécula de dióxido de azufre tiene hibridación sp^3.
c) La molécula de dióxido de azufre es lineal.
d) El dióxido de azufre es líquido a 298 K y 1 atm.
e) La molécula de dióxido de azufre es angular y la hibridación del azufre es sp^2.

(O.Q.L. País Vasco 2010)

- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^2.

Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$) los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu}$ = 1,63 D) y la molécula es polar.

- El SO_2 es una sustancia que tiene enlace covalente polar y las fuerzas intermoleculares que presenta son del tipo de fuerzas de dispersión de London y dipolo-dipolo. Estas fuerzas son muy débiles, motivo por el que su estado de agregación a 298 K y 1 atm es gaseoso.

La respuesta correcta es la **e**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2004).

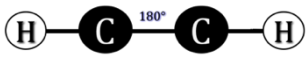
5.39. Dadas las moléculas CH_4, C_2H_4 y C_2H_2, señale cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera:
a) La molécula de C_2H_2 es angular.
b) El átomo de carbono en la molécula de CH_4 posee hibridación sp^3.
c) Los dos átomos de carbono de la molécula C_2H_4 poseen hibridación sp.
d) La molécula de CH_4 tiene estructura cuadrada plana.

(O.Q.L. Castilla y León 2010) (O.Q.L. Castilla y León 2015) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2019)

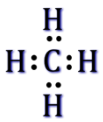
a) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de acetileno es:

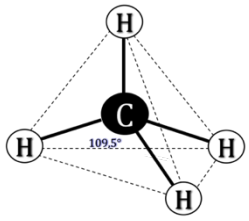


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_2 es una molécula en la que cada átomo de carbono tiene distribución de ligandos y pares de electrones solitarios que se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2 por lo que su disposición y geometría es lineal.



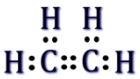
b) **Verdadero**. La estructura de Lewis de la molécula de metano es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

c) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de etileno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_4 es una molécula en la que cada átomo de carbono tiene distribución de ligandos y pares de electrones solitarios que se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^2.

d) Falso. Según se ha justificado en el apartado b).

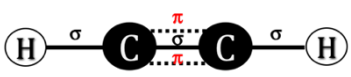
La respuesta correcta es la **b**.

5.40. El átomo de carbono en el acetileno o etino:
a) Utiliza orbitales híbridos sp para formar un enlace σ y dos enlaces π entre los átomos de carbono.
b) Utiliza orbitales atómicos p_x y p_y para unirse a los átomos a los que se enlaza.
c) Utiliza orbitales híbridos sp para unirse a los átomos a los que se enlaza en forma lineal.
d) Utiliza orbitales híbridos sp^3 para unirse a los átomos a los que se enlaza en forma lineal.

(O.Q.L. País Vasco 2011)

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_2 es una molécula en la que cada átomo de carbono tiene distribución de ligandos y pares de electrones solitarios que se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp.

En esta molécula, los átomos de carbono tienen dos orbitales híbridos sp y dos orbitales atómicos p_x y p_y. Los orbitales híbridos se utilizan para formar un enlace σ entre los átomos de carbono y dos enlaces σ entre los átomos de carbono y de hidrógeno. Los orbitales atómicos se utilizan para formar los dos enlaces π restantes del enlace triple.

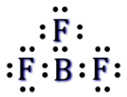


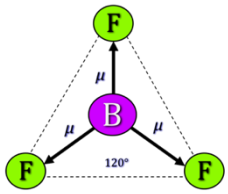
La respuesta correcta es la **c**.

5.41. El trifluoruro de boro, BF_3, es una molécula no polar, a pesar de que la diferencia de electronegatividades entre el B y F es considerable. Esto se debe a que:
a) La suma de los momentos dipolares es menor que cero.
b) El átomo de boro tiene una hibridación *sp*^{3}.
c) Los momentos dipolares de enlace se equilibran entre sí.
d) La electronegatividad y el momento dipolar no están relacionados.

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación *sp*^{2}.

Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2{,}04$) los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la **c**.

5.42. ¿Qué compuesto de los siguientes contiene todos sus átomos de carbono con una hibridación *sp*^{2}?
a) C_2H_2
b) C_2H_4
c) C_3H_8
d) C_4H_{10}

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

▪ Los compuestos de fórmula C_3H_8 y C_4H_{10} son hidrocarburos saturados o alcanos que se caracterizan porque sus átomos de carbono forman cuatro enlaces sencillos, lo que requiere que dichos átomos presenten hibridación *sp*^{3}.

▪ El compuesto de fórmula C_2H_4 es un hidrocarburo insaturado alqueno u olefina que se caracteriza porque sus átomos de carbono forman dos enlaces sencillos y un enlace doble, lo que requiere que dichos átomos presenten hibridación *sp*^{2}.

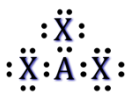
▪ El compuesto de fórmula C_2H_2 es un hidrocarburo insaturado alquino o acetilénico que se caracteriza porque sus átomos de carbono forman un enlace sencillo y un enlace triple, lo que requiere que dichos átomos presenten hibridación *sp*.

La respuesta correcta es la **b**.

5.43. Si una molécula AX_3 tiene momento dipolar nulo, se dice que la hibridación del átomo A es:
a) *sp*^{3}
b) *sp*^{2}
c) *sp*
d) *spd*

(O.Q.L. Murcia 2012)

La estructura de Lewis de una molécula de AX_3 que tenga momento dipolar nulo debe ser:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el AX_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se corresponde con un número estérico (m+n)

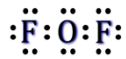
= 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana. Los tres vectores momento dipolar, dirigidos hacia el átomo X que es más electronegativo, son idénticos y se anulan debido a esa geometría lo que hace que la molécula no tenga momento dipolar. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^2.

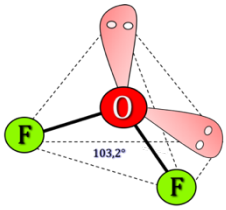
La respuesta correcta es la **b**.

5.44. ¿Qué esquema de hibridación es el adecuado para explicar la geometría de la molécula de OF_2?
a) sp
b) sp^2
c) sp^3
d) sp^3d^2
e) Ninguno

(O.Q.L. Valencia 2013)

La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de oxígeno es:





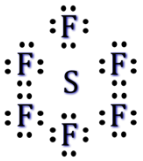
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el OF_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos átomos unidos al átomo central. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

La respuesta correcta es la **c**.

5.45. La hibridación del átomo de azufre en la molécula de SF_6 es:
a) sp^3
b) sp^3d^2
c) sp^3d
d) sp^2

(O.Q.L. La Rioja 2013)

La estructura de Lewis de la molécula de hexafluoruro de azufre es:



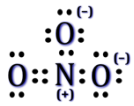
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_6, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6, por lo que su disposición es de bipirámide cuadrada. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3d^2.

La respuesta correcta es la **b**.

5.46. ¿Qué tipo de hibridación utiliza el átomo central en el ion nitrato, NO_3^-?
a) sp
b) sp^2
c) sp^3
d) Utiliza un orbital p_z.

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

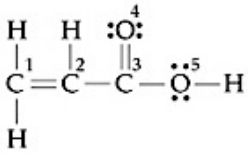
La estructura de Lewis del ion nitrato es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^2.

La respuesta correcta es la **b**.

5.47. ¿Cuál es la hibridación de los átomos de carbono 1, 2 y 3, respectivamente, en la estructura de la figura?



a) sp^3, sp, sp^2
b) sp^2, sp, sp^2
c) sp^3,sp^2, sp^2
d) sp^2, sp^2, sp^2

(O.Q.L. La Rioja 2014)

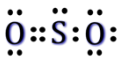
En la molécula propuesta, los átomos C1, C2 y C3 tienen dos enlaces simples y un enlace doble, característica de los carbonos con hibridación sp^2.

La respuesta correcta es la **d**.

5.48. Los orbitales híbridos que utiliza el átomo de azufre en los enlaces sigma con los átomos de oxígeno del dióxido de azufre se denominan:
a) sp
b) sp^2
c) sp^3
d) dsp^2

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^2.

La respuesta correcta es la **b**.

5.49. La hibridación que presentan los átomos de carbono en la molécula:
$CH{\equiv}C{-}CH_2{-}CO{-}CHCl{-}CO_2H$
a) sp, sp, sp^3, sp^2, sp^3, sp^2
b) sp^3, sp^3, sp^3, sp^2,sp^3, sp^2
c) sp, sp, sp^3, sp^3, sp^2, sp^2
d) sp, sp, sp^3, sp^2, sp^2, sp^3

(O.Q.L. La Rioja 2015)

En la molécula propuesta:

- Los átomos C1 y C3 tienen dos enlaces simples y un enlace doble, característica de los carbonos con hibridación sp^2.
- Los átomos C2 y C4 tienen todos los enlaces simples, característica de los carbonos con hibridación sp^3.

▪ Los átomos C5 y C6 tienen un enlace simple y un enlace triple, característica de los carbonos con hibridación *sp*.

La hibridación que presenta cada uno de los átomos de la molécula, de izquierda a derecha, es:

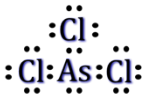
sp, *sp*, sp^3, sp^2, sp^3, sp^2.

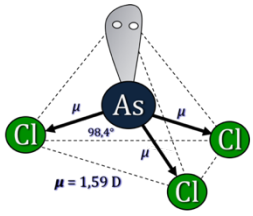
La respuesta correcta es la **a**.

5.50. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta para la molécula de $AsCl_3$:
a) Es una molécula polar y con geometría tetraédrica.
b) La hibridación del átomo de As es sp^3 y su geometría es tetraédrica.
c) Es una molécula apolar con una hibridación sp^2 para el As y su geometría es triangular plana.
d) El As presenta una hibridación sp^3 y la molécula es polar y con geometría piramidal trigonal.

(O.Q.L. La Rioja 2015)

La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de arsénico es:





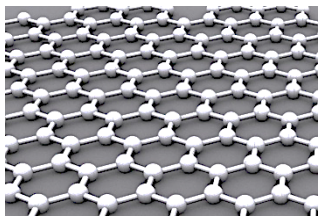
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $AsCl_3$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal trigonal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el arsénico ($\chi = 2{,}18$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu}$ = 1,59 D) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **d**.

5.51. ¿Qué tipo de hibridación tienen los átomos de carbono en el grafeno?
a) *sp*
b) sp^2
c) sp^3
d) sp^3d

(O.Q.L. Madrid 2016)



El grafeno es una sustancia formada por carbono puro, con una estructura similar a la del grafito solo que tiene el espesor de un único átomo.

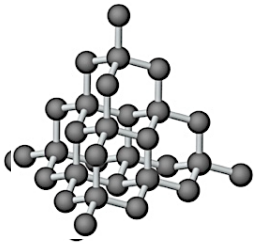
Cada átomo de carbono se encuentra unido covalentemente a otros tres átomos formando una red de hexágonos y, de acuerdo con el modelo de RPECV, presenta una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios que se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^2.

Fue descubierto por Andrey Gueim y Konstantin Novosiolov, que fueron galardonados con el Premio Nobel de Física de 2010.

La respuesta correcta es la **b**.

5.52. ¿Qué tipo de hibridación tiene el átomo de carbono en el diamante?
a) sp^3
b) sp^2
c) sp
d) sp^3d^2

(O.Q.L. Castilla y León 2017)



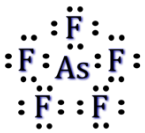
El diamante es un sólido reticular en el que cada átomo de carbono se encuentra unido covalentemente a otros cuatro átomos y, de acuerdo con el modelo de RPECV, presenta una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios que se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

La respuesta correcta es la **a**.

5.53. La hibridación del As en AsF_5 que mejor describe la geometría molecular es:
a) sp^3
b) sp^4
c) sp^3d
d) sp^3d^2

(O.Q.L. La Rioja 2017) (O.Q.L. La Rioja 2020)

La estructura de Lewis de la molécula de pentafluoruro de arsénico es:



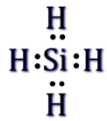
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el AsF_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición y geometría es de bipirámide trigonal. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3d.

La respuesta correcta es la **c**.

5.54. ¿Cuál de las siguientes moléculas adopta una hibridación sp^3 y presenta una geometría molecular tetraédrica?
a) SiH_4
b) BCl_3
c) NH_3
d) PCl_5

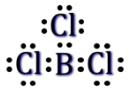
(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

▪ La estructura de Lewis del silano es:



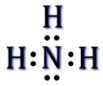
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SiH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

▪ La estructura de Lewis del tricloruro de boro es:



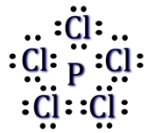
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^2.

▪ La estructura de Lewis del amoniaco es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

▪ La estructura de Lewis del pentacloruro de fósforo es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición y geometría es de bipirámide trigonal. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3d.

La respuesta correcta es la **a**.

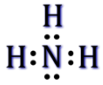
5.55. Solo una de las siguientes afirmaciones es falsa:
a) Las moléculas con hibridación *sp* son lineales.
b) Si en el NH_3 se usan orbitales *p* puros del nitrógeno, el ángulo de enlace esperado es 90°.
c) La hibridación sp^3 en el NH_3 explica mejor el ángulo de enlace de 107° en la molécula.
d) La hibridación sp^3d origina una molécula plana cuadrada.

(O.Q.L. Extremadura 2018)

a) Verdadero. En las especies que presentan disposición y geometría lineal, el átomo central tiene hibridación *sp*.

b) Verdadero. Ya que los orbitales *p* son perpendiculares entre sí.

c) Verdadero. La estructura de Lewis del amoniaco es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central con ángulos de enlace menores de 109,5° debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitario situado sobre el átomo de nitrógeno. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

d) **Falso**. De acuerdo con el modelo RPECV cuando el átomo central presenta hibridación sp^3d se ajusta a la fórmula:

▪ AX_2E_3 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5 con una disposición de bipirámide trigonal, y como solo hay unidos dos ligandos al átomo central su una geometría lineal.

▪ AX_3E_2 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5 con una disposición de bipirámide trigonal, y como solo hay unidos tres ligandos al átomo central su geometría es “forma de T”.

- AX_4E a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5 por lo que su disposición es de bipirámide trigonal, y como solo hay unidos cuatro ligandos al átomo central su geometría es "balancín".
- AX_5 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5 por lo que su disposición y geometría es bipirámide triangular.

Como se puede observar, ninguna de las anteriores presenta geometría cuadrada plana.

La respuesta correcta es la **d**.

5.56. El tipo de hibridación que presenta el átomo de carbono en la molécula HCN es:
a) sp
b) sp^2
c) sp^3
d) sp^2d

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

La estructura de Lewis de la molécula de cianuro de hidrógeno es:



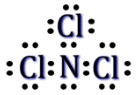
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCN es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición es lineal. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación *sp*.

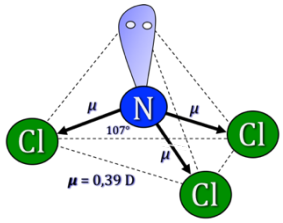
La respuesta correcta es la **a**.

5.57. Indique cuál es la afirmación correcta para la molécula NCl_3:
a) Su geometría es triangular plana.
b) Su geometría es pirámide trigonal.
c) Es una molécula apolar.
d) Es una molécula angular donde el N adopta una hibridación sp^3.

(O.Q.L. Valencia 2018)

La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de nitrógeno es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría de pirámide trigonal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

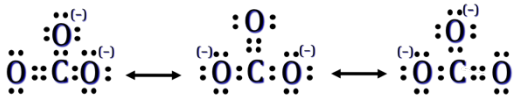
Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0{,}39$ D) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **b**.

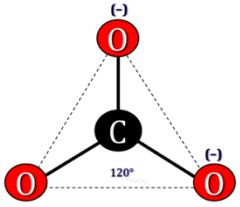
5.58. En relación con el ion carbonato, CO_3^{2-}, seleccione la respuesta correcta:
a) Es una especie plano-triangular con los tres enlaces idénticos.
b) No todos los átomos del ion carbonato cumplen la regla del octeto.
c) La geometría del ion carbonato es piramidal como la del ion clorato, ClO_3^-.
d) La hibridación más adecuada para el átomo de carbono es sp^3.

(O.Q.N. Santander 2019)

Las diferentes estructuras de Lewis resonantes del ion carbonato son:



En este caso que existe resonancia, uno de los pares de electrones se reparte entre los tres átomos de oxígeno enlazados al átomo de carbono, por lo que el orden de enlace es 1⅓ y los tres enlaces C–O tienen la misma longitud.



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_3^{2-} es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y su geometría es triangular plana En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^2.

La respuesta correcta es la **a**.

5.59. Atendiendo a la geometría y el comportamiento magnético del complejo o compuesto de coordinación $[Ni(CO)_4]$, se puede afirmar que:
a) Tiene geometría plano-cuadrada y es diamagnético.
b) Tiene geometría tetraédrica y es diamagnético.
c) Tiene geometría plano-cuadrada y es paramagnético.
d) Tiene geometría tetraédrica y es paramagnético.

(O.Q.N. Santander 2019)

La configuración electrónica abreviada del Ni ($Z = 28$) es [Ar] $4s^2\ 3d^8$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

le corresponde la siguiente distribución de los electrones en los orbitales:

$3d$				
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

$4s$	$4p$		
↑↓			

Para formar el compuesto de coordinación con el CO, el Ni sufre la siguiente reestructuración electrónica:

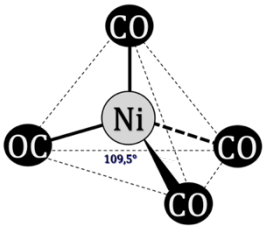
$3d$				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

sp^3			

formando cuatro orbitales híbridos sp^3 vacíos y comportándose como un ácido de Lewis; mientras que el CO aporta los pares de electrones sin compartir y se comporta como una base de Lewis:

$3d$				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

sp^3			
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $Ni(CO)_4$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

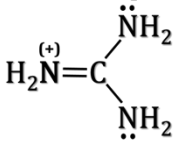
Como la molécula no presenta electrones desapareados se trata de una especie diamagnética.

La respuesta correcta es la **b**.

5.60. ¿Cuál es la hibridación de los átomos de N en el ion guanidinio, $[C(NH_2)_3]^+$?
a) Los tres presentan una hibridación sp^3.
b) Dos de ellos, sp^3 y el tercero sp^2.
c) Uno sp^3 y dos sp^2.
d) Los tres presentan una hibridación sp^2.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

De la fórmula estructural del ion guanidinio se deduce que:



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV dos de los grupos amino presentan distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo de nitrógeno que se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

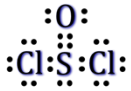
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el tercer grupo amino presenta distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo de nitrógeno que se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^2.

La respuesta correcta es la **b**.

5.61. Linus Pauling (1901-1994) fue uno de los químicos más destacados del siglo XX. Sus investigaciones en química cuántica, química estructural y biología molecular han constituido hitos en estas áreas. Estudió y explicó la naturaleza del enlace químico, lo que permitió introducir el concepto de hibridación. Aplicando este modelo a la molécula de cloruro de tionilo ($SOCl_2$), la hibridación del átomo de azufre:
a) sp^3
b) sp^3d
c) sp^2
d) sp^2d^2

(O.Q.L. Madrid 2019)

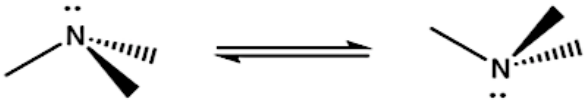
La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de tionilo o diclorurooxidoazufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $SOCl_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

La respuesta correcta es la **a**.

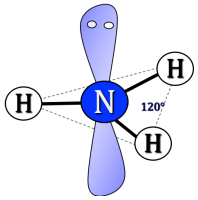
5.62. El amoniaco (NH_3) experimenta un proceso muy rápido, conocido como inversión –similar al que sufre un paraguas en un día de viento–. El proceso se muestra en la imagen siguiente.



¿Cuál es la hibridación de los orbitales del átomo de nitrógeno en el estado de transición?
a) sp
b) sp^2
c) sp^3
d) Los orbitales no hibridan.

(O.Q.L. Madrid 2019)

En el proceso de inversión del amoniaco para pasar de una forma a la opuesta, el átomo de nitrógeno debe cambiar su hibridación inicial sp^3 a una hibridación sp^2 en el estado estacionario que implica que los tres átomos de hidrógeno se encuentren en un mismo plano y el par solitario se encuentre en un orbital atómico p que está en un plano perpendicular al de los orbitales híbridos sp^2.

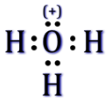


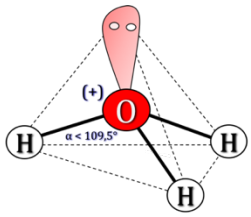
La respuesta correcta es la **b**.

5.63. El ángulo de enlace HOH en el ion H_3O^+ es de aproximadamente 107°. ¿Qué hibridación presentan los orbitales utilizados por el oxígeno en esta especie química?
a) *sp*
b) sp^2
c) sp^3
d) No presenta hibridación, son orbitales *p*.

(O.Q.L. Murcia 2019)

La estructura de Lewis del ion oxidanio es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_3O^+ es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central y con unos ángulos de enlace ligeramente inferiores a 109,5° debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitario que hay sobre el átomo de oxígeno. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

La respuesta correcta es la **c**.

5.64. En la sustancia but-2-eno (2-buteno), la hibridación de los carbonos 1 y 2 es:
a) sp^2
b) sp, sp^3
c) sp^3, sp^2
d) sp^3
e) sp, sp^2
f) Ambos sp^3

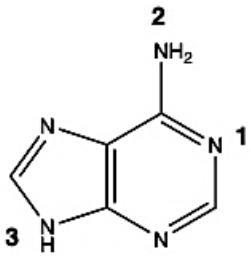
(O.Q.L. Asturias 2019) (O.Q.L. Asturias 2020)

La fórmula estructural del but–2–eno es, $CH_3–CH=CH–CH_3$, en la que:

- El átomo C1 tiene todos los enlaces simples, característica de los carbonos con hibridación sp^3.
- El átomo C2 tiene dos enlaces simples y un enlace doble, característica de los carbonos con hibridación sp^2.

La respuesta correcta es la **c**.

5.65. Indique la hibridación de los átomos de N identificados en el esquema que representa la estructura molecular de la adenina.



a) N(1): sp^2; N(2) y N(3): sp^3
b) N(1) y N(2): sp^3; N(3) sp^2
c) N(1): sp^2; N(2): sp^3; N(3) sp
d) N(1), N(2) y N(3): todos adoptan una hibridación sp^3

(O.Q.L. Preselección Valencia 2020)

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el átomo N(1) presenta distribución de ligandos y pares de electrones solitarios a su alrededor que se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular. En las especies que presentan esta disposición, el átomo tiene hibridación sp^2.

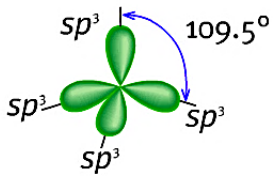
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV los átomos N(2) y N(3) presentan distribución de ligandos y pares de electrones solitarios a su alrededor que se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

La respuesta correcta es la **a**.

5.66. La hibridación sp^3 se caracteriza por:
a) Dos orbitales híbridos formando un ángulo de 120°.
b) Cuatro orbitales moleculares dirigidos hacia los vértices de un tetraedro.
c) Cinco orbitales híbridos dirigidos hacia los vértices de una bipirámide triangular.
d) Cuatro orbitales híbridos formando un ángulo de 109,5° cada dos.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2020)

Un átomo que presenta hibridación sp^3 presenta cuatro orbitales híbridos con una disposición tetraédrica formando entre sí ángulos de 109,5°.



La respuesta correcta es la **d**.

5.67. ¿Cuáles son las hibridaciones de los carbonos (1) y (2) en el siguiente hidrocarburo?
$CH_3-CH=CH_2$
(1) (2)
a) sp^3, sp
b) sp^3, sp^2
c) sp^2, sp
d) sp^3, sp^3

(O.Q.L. Murcia 2020)

En la molécula propuesta:

▪ El átomo C1 tiene todos los enlaces simples, característica de los carbonos con hibridación sp^3.

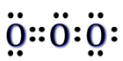
▪ El átomo C2 tiene dos enlaces simples y un enlace doble, característica de los carbonos con hibridación sp^2.

La respuesta correcta es la **b.**

5.68. ¿Qué tipo de hibridación utiliza el átomo central del O_3?
a) sp
b) sp^2
c) sp^3
d) Utiliza un orbital p_z.

(O.Q.L. Castilla y León 2020)

La estructura de Lewis de la molécula de ozono es:



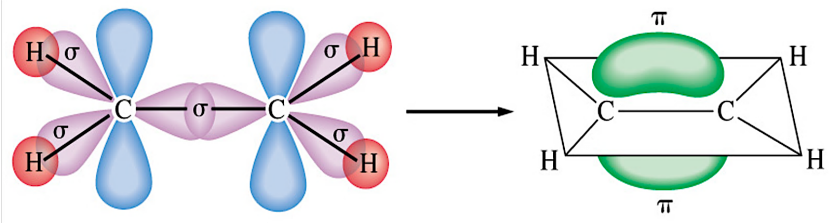
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el O_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^2.

La respuesta correcta es la **b**.

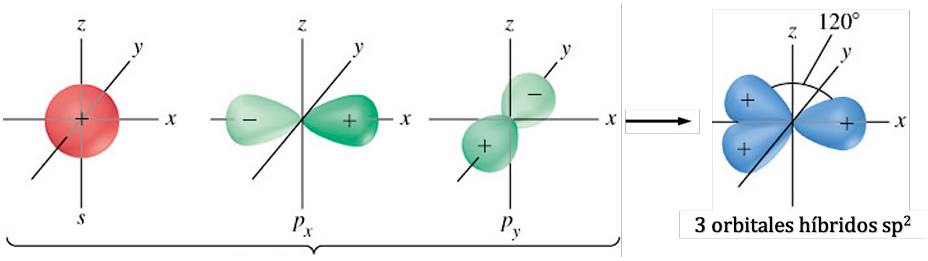
5.69. Indique la afirmación incorrecta para un doble enlace C=C:
a) Está formado por un enlace de tipo σ y otro de tipo π.
b) Los dos átomos de C adoptan una hibridación sp^2.
c) No es posible la rotación de los fragmentos sustituyentes alrededor del enlace doble.
d) La energía de este enlace es el doble que la de un enlace C–C sencillo.

(O.Q.L. Valencia 2020)

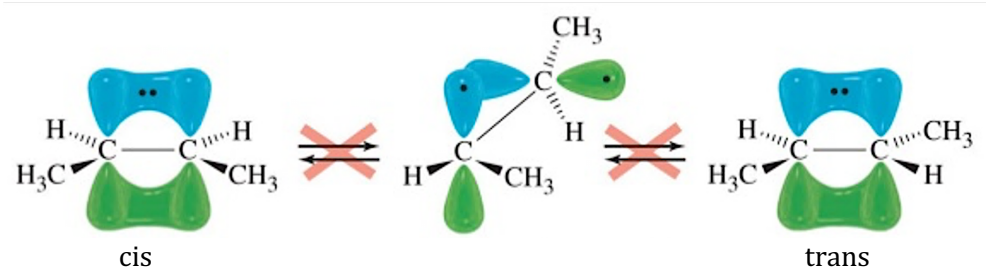
a) Verdadero. El doble enlace entre átomos de carbono está formado por un enlace σ y otro π.



b) Verdadero. Para formar el enlace doble los dos átomos de carbono adoptan una hibridación sp^2.



c) Verdadero. Solo es posible una rotación parcial de 90° entre los fragmentos sustituyentes del enlace doble. La rotación total solo es posible con el enlace sencillo.



d) **Falso**. Como el doble enlace entre átomos de carbono está formado por un enlace σ y otro π y, estos tienen energías diferentes, la energía del enlace doble no es dos veces la energía del enlace sencillo.

La respuesta correcta es la **d**.

6. ORBITALES MOLECULARES

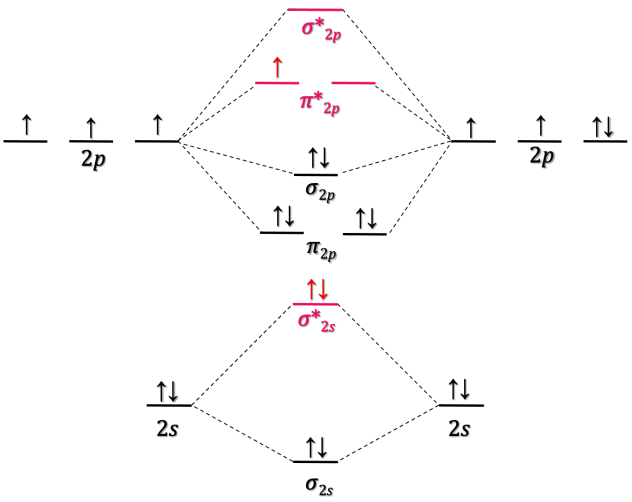
6.1. Indique cuáles de las siguientes propuestas son falsas:
a) La distancia de enlace en el NO es menor que en el NO^+.
b) La distancia de enlace en el NO es menor que en el NO^-.
c) La molécula de agua es plana.
d) El NH_3 forma un enlace covalente con el Co^{2+}.
e) En el HCN hay un doble enlace entre el C y el N.

(O.Q.L. Asturias 1991)

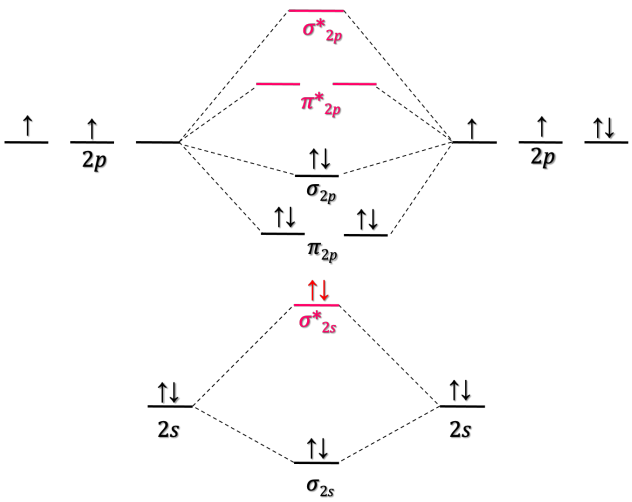
a) Falso. Tendrá menor longitud de enlace la especie que presente mayor orden de enlace y, este se calcula mediante la expresión:

$$\text{orden de enlace} = \tfrac{1}{2}\,(\text{nº de electrones en OM de enlace} - \text{nº de electrones en OM de antienlace})$$

Los diagramas de niveles de energía de orbitales moleculares de las especies propuestas son:



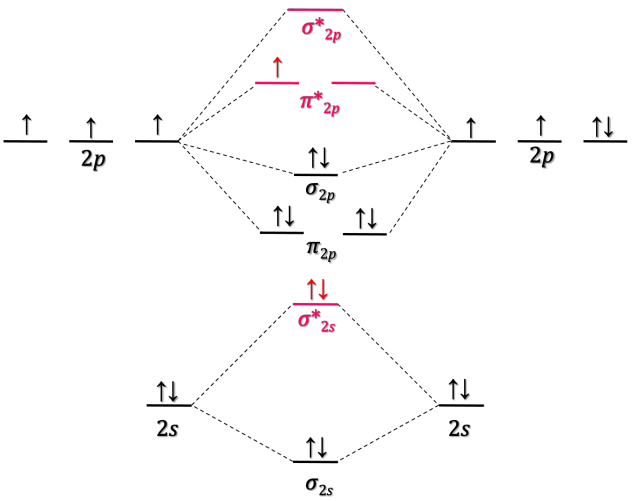
orden de enlace NO = ½ (8 – 3) = 2,5



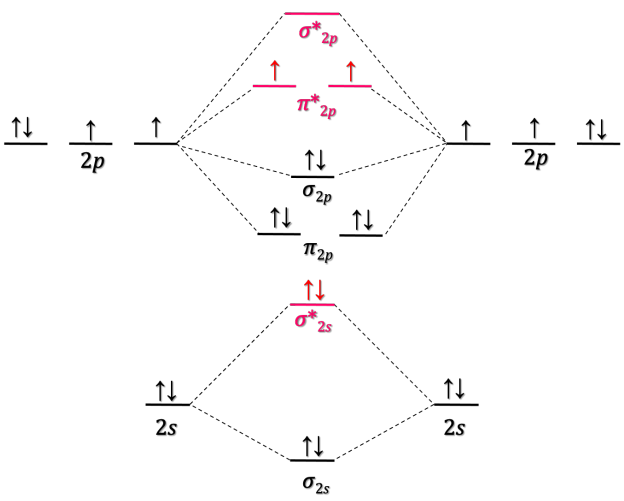
orden de enlace NO^+ = ½ (8 – 2) = 3

De acuerdo con lo expuesto, la distancia de enlace es menor en el NO^+ que en el NO.

b) **Verdadero**. Los diagramas de niveles energía de los orbitales moleculares de las especies propuestas son:



orden de enlace NO = ½ (8 – 3) = 2,5

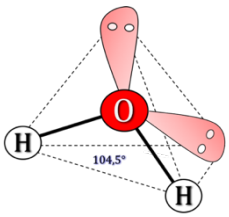


orden de enlace NO^- = ½ (8 – 4) = 2

De acuerdo con lo expuesto, la distancia de enlace es menor en el NO que en el NO^-.

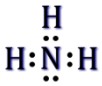
c) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de agua es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

d) **Verdadero**. La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:



Esta sustancia tiene un par de electrones solitarios sobre el átomo de nitrógeno, por lo que se comporta como base de Lewis y, sí que podrá formar un enlace covalente dativo con el ion Co^{2+} que, al haber perdido dos electrones, posee huecos electrónicos y se comporta como un ácido de Lewis.

e) Falso. La estructura de Lewis del HCN es:



Como se puede observar, entre C y N existe un enlace triple.

Las respuestas correctas son **b** y **d**.

6.2. Indique si alguna de las siguientes propuestas es falsa:
a.) La colocación de electrones en los orbitales moleculares se rige por los mismos principios que en los atómicos.
b) La combinación de dos orbitales atómicos da lugar a dos orbitales moleculares, uno enlazante y otro antienlazante.
c) Orbital molecular σ significa que se forma a partir de la superposición frontal de orbitales atómicos.
d) Los electrones situados en orbitales moleculares antienlazantes debilitan el enlace.

(O.Q.L. Asturias 1992)

a) Verdadero. La colocación de los electrones en los orbitales moleculares sigue al igual que en los orbitales atómicos y cumplir los principios del proceso "aufbau":

- Principio de mínima energía: "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes".
- Principio de máxima multiplicidad de Hund (1927): "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos".
- Principio de exclusión de Pauli (1925): "dentro de un orbital se pueden alojar, como máximo, dos electrones con sus espines antiparalelos".

b) Verdadero. La combinación de dos orbitales atómicos da lugar a dos orbitales moleculares:

- Enlazante con menos energía y favorable al enlace.
- Antienlazante con más energía y desfavorable al enlace.

c) **Falso**. El orbital molecular σ se forma a partir de la superposición longitudinal de orbitales atómicos.

d) Verdadero. Según se ha justificado en el apartado b).

La respuesta correcta es la **c**.

6.3. Utilice la teoría de orbitales moleculares para predecir cuál de las siguientes especies tiene la mayor energía de enlace.
a) OF^+
b) NO^-
c) CF^+
d) NF
e) O_2

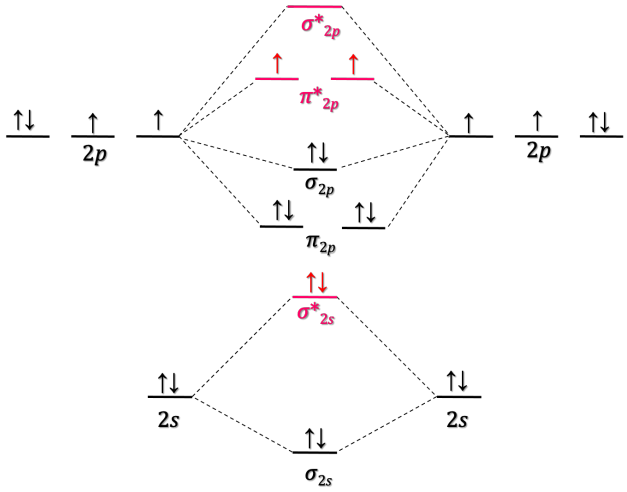
(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.N. Almería 1999)

Tiene mayor energía de enlace la especie que presente mayor orden de enlace y, este se calcula mediante la expresión:

orden de enlace = ½ (nº de electrones en OM de enlace – nº de electrones en OM de antienlace)

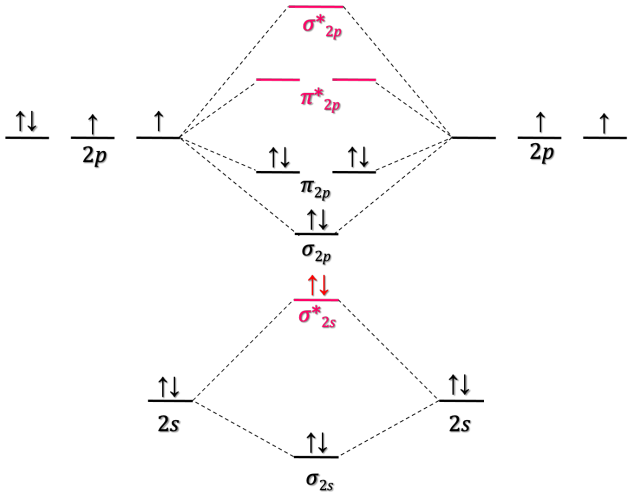
Los diagramas de niveles de energía de orbitales moleculares de las especies propuestas son:

a-b-d-e) Falso. Las especies OF^+, NO^-, NF y O_2 son isoelectrónicas, ya que todas poseen 12 electrones de valencia. Sus diagramas de niveles energía de los orbitales moleculares son similares. Como se observa en este, se forman dos enlaces, uno σ y otro π.



Estas cuatro especies tienen orden de enlace 2.

No obstante, la longitud del enlace aumenta con la carga negativa, lo que hace disminuir la energía del mismo.



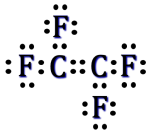
c) **Verdadero**. La especie CF^+ presenta 10 electrones de valencia. Como se observa en el diagrama de niveles energía de los orbitales moleculares, se forman tres enlaces, uno σ y dos π.
El orden de enlace es 3. La presencia de la carga positiva hace disminuir la longitud del enlace, lo que hace aumentar la energía del mismo.

La respuesta correcta es la **c**.

6.4. ¿Cuántos enlaces σ y enlaces π hay, respectivamente, en la molécula de $F_2C{=}CF_2$?
a) 5 y 1
b) 4 y 2
c) 5 y 2
d) 4 y 1
e) 6 y 0

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Extremadura 2003) (O.Q.L. País Vasco 2007) (O.Q.L. Cantabria 2018) (O.Q.L. Castilla y León 2019)

De la estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoroeteno se deduce que:



presenta cuatro enlaces sencillos C–F que son enlaces σ y un enlace doble C=C formado por un enlace σ y otro π. En total, son 5 enlaces σ y un enlace π.

La respuesta correcta es la **a**.

(En la cuestión propuesta en País Vasco 2007 se pregunta para la molécula de eteno).

6.5. ¿Cuántos enlaces σ y π, respectivamente, hay en la molécula SCl_2?
a) 2 y 2
b) 2 y 0
c) 2 y 1
d) 3 y 0
e) 3 y 1

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Sevilla 2006)

De la estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de azufre se observa que:



- presenta 2 enlaces sencillos Cl–S que son enlaces σ
- al no existir ningún enlace múltiple no tiene enlaces π.

La respuesta correcta es la **b**.

6.6. ¿Con cuántos enlaces σ y π se describe la molécula de nitrógeno?
a) Dos σ y un π
b) Un σ y dos π
c) Un σ y tres π
d) Un σ y un π

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Castilla y León 1999)

De la estructura de Lewis de la molécula de dinitrógeno se deduce que presenta un triple enlace, formado por un enlace σ y dos enlaces π.



La respuesta correcta es la **b**.

6.7. Añadir un electrón a un sistema en un orbital antienlazante supone:
a) Aumentar la estabilidad del sistema disminuyendo su energía potencial.
b) Disminuir la estabilidad del sistema aumentando su energía potencial.
c) Aumentar el orden enlace.
d) Disminuir el orden enlace en una unidad.

(O.Q.L. Asturias 2000)

La combinación de dos orbitales atómicos da lugar a dos orbitales moleculares:

- Enlazante con menos energía y a favor del enlace.
- Antienlazante con más energía y en contra del enlace.

por lo que si se añade un electrón a un orbital antienlazante, disminuye su estabilidad ya que aumenta su energía potencial.

Respecto al orden de enlace, este define como:

orden de enlace = ½ (nº de electrones en OM de enlace – nº de electrones en OM de antienlace)

De acuerdo con la definición, si se añade un electrón a un orbital antienlazante disminuye el orden de enlace en media unidad.

La respuesta correcta es la **b**.

6.8. La molécula de NO:
a) Tiene un enlace iónico.
b) Cumple la regla del octeto.
c) Es paramagnética ya que tiene un número impar de electrones.
d) Es un gas muy reactivo.
e) Es un componente de la contaminación atmosférica.

(O.Q.N. Barcelona 2001)

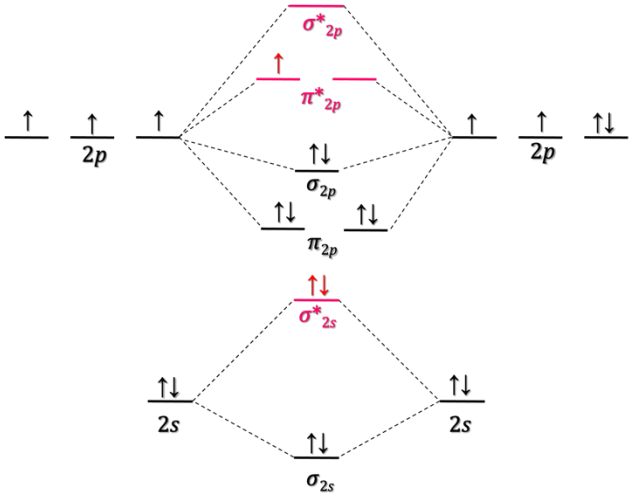
a) Falso. Un enlace puede considerarse iónico si la diferencia de electronegatividad entre los elementos que lo forman es, $\Delta\chi > 2$. El oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es algo más electronegativo que el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$), por lo que en este caso $\Delta\chi = 0{,}40$. Atendiendo a este valor, este enlace se clasifica como covalente polar.

b) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de monóxido de nitrógeno es:



Como se observa, el átomo de nitrógeno no cumple la regla del octeto.

c) **Verdadero**. Una especie es paramagnética si presenta electrones desapareados. Estas sustancias interaccionan con un campo magnético. La distribución de electrones en los orbitales moleculares en la molécula de NO muestra que sí se trata de una especie paramagnética.



d) Falso. La reactividad de una sustancia es algo relativo, depende de cuáles sean las sustancias que reaccionan.

e) **Verdadero**. La combustión del N_2 atmosférico a elevadas temperaturas en los motores de los automóviles produce NO y NO_2 de acuerdo con las reacciones que muestran las siguientes ecuaciones químicas:

$$N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ NO(g)$$

$$2\ NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ NO_2(g)$$

El NO_2 es capaz de reaccionar directamente con el agua formando ácidos según las reacciones que muestran las siguientes ecuaciones químicas:

$$2\ NO_2(g) + H_2O(g) \rightarrow HNO_3(aq) + HNO_2(aq)$$

$$3\ NO_2(g) + H_2O(g) \rightarrow 2\ HNO_3(aq) + NO(g)$$

El NO formado en esta última reacción favorece que se siga formando ácido nítrico, HNO_3.

Las respuestas correctas son la **c** y la **e**.

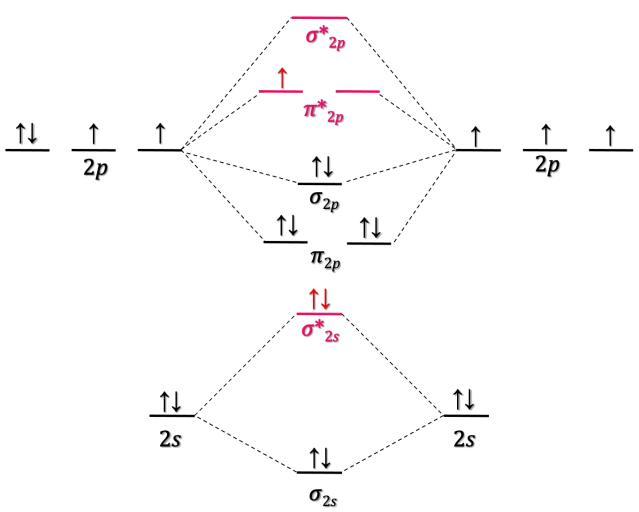
6.9. De las siguientes especies químicas, N_2, N_2^+ y N_2^-:
a) La que tiene mayor energía de enlace es N_2^- porque tiene mayor número de electrones.
b) La que tiene menor distancia de enlace es N_2^+.
c) Las tres tienen la misma energía de enlace ya que son isoelectrónicas.
d) El orden de enlace mayor es el de N_2^+ ya que el nitrógeno es muy electronegativo.
e) La distancia de enlace del N_2 es menor que la del N_2^+ y del N_2^-.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

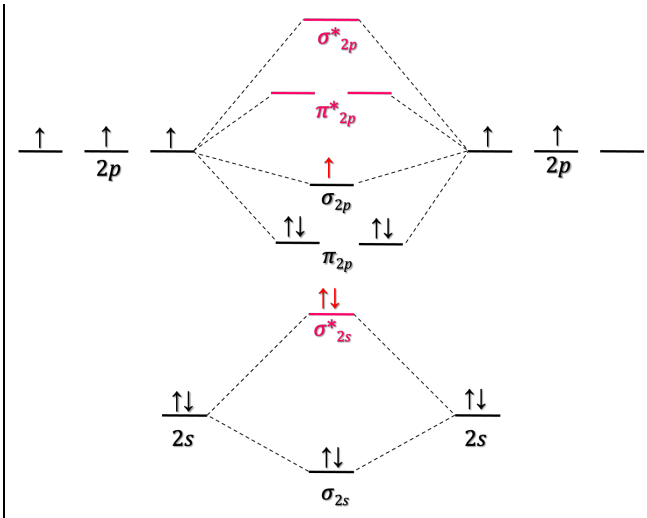
Tiene mayor energía de enlace y menor distancia de enlace la especie que presente mayor orden de enlace y, este se calcula mediante la expresión:

orden de enlace = ½ (nº de electrones en OM de enlace – nº de electrones en OM de antienlace)

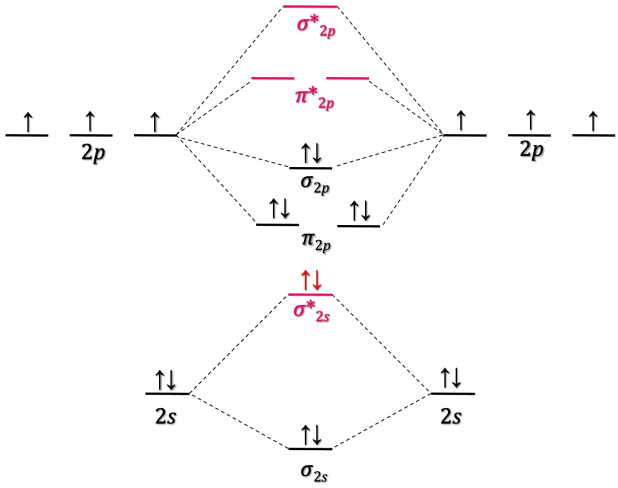
Los diagramas de niveles de energía de orbitales moleculares de las especies propuestas son:



orden de enlace $N_2^- = ½ (8 - 3) = 2,5$



orden de enlace $N_2^+ = ½ (7 - 2) = 2,5$



orden de enlace $N_2 = ½ (8 - 2) = 3$

La respuesta correcta es la **e**.

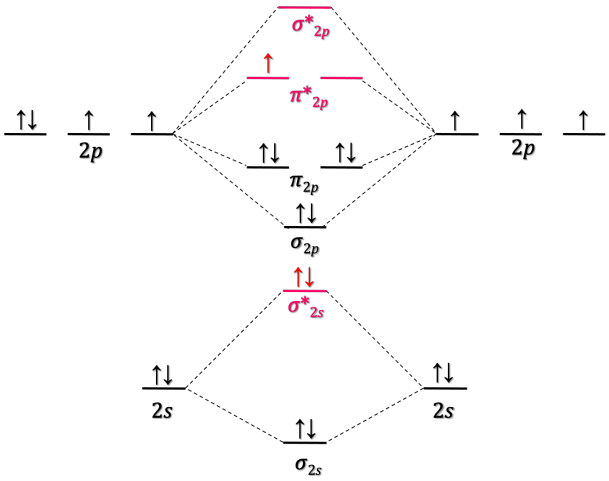
6.10. ¿Cuál es el orden de enlace de la especie O_2^+?
a) 2
b) 1,5
c) 1
d) 2,5

(O.Q.L. Castilla La Mancha 2004)

El orden de enlace se calcula mediante la expresión:

orden de enlace = ½ (nº de electrones en OM de enlace – nº de electrones en OM de antienlace)

El diagrama de niveles de energía de orbitales moleculares de la especie propuesta es:



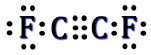
orden de enlace O_2^+ = ½ (8 – 3) = 2,5

La respuesta correcta es la **d**.

6.11. La molécula F_2C_2 tiene:
a) Tres enlaces σ y ningún enlace π
b) Un enlace σ y dos enlaces π
c) Dos enlaces σ y dos enlaces π
d) Tres enlaces σ y dos enlaces π

(O.Q.L. Baleares 2005) (O.Q.L. La Rioja 2014)

De la estructura de Lewis de la molécula de difluoroetino se deduce que:



presenta dos enlaces sencillos C–F que son enlaces σ y un enlace triple C≡C formado por un enlace σ y dos enlaces π. En total, son 3 enlaces σ y 2 enlaces π.

La respuesta correcta es la **d**.

6.12. A partir de la posición del oxígeno en la tabla periódica y de su configuración electrónica se puede afirmar que:
a) Sus valencias covalentes son 2, 4 y 6.
b) Es el elemento más electronegativo de la tabla.
c) Sus átomos y moléculas son paramagnéticos.
d) Forma el mismo tipo de compuestos que el resto de los elementos de su grupo.
e) Las tres primeras son ciertas.

(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.N. Salamanca 2018)

a) Falso. La estructura atómica abreviada del átomo de oxígeno ($Z = 8$) es [He] $2s^2\ 2p^4$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$:

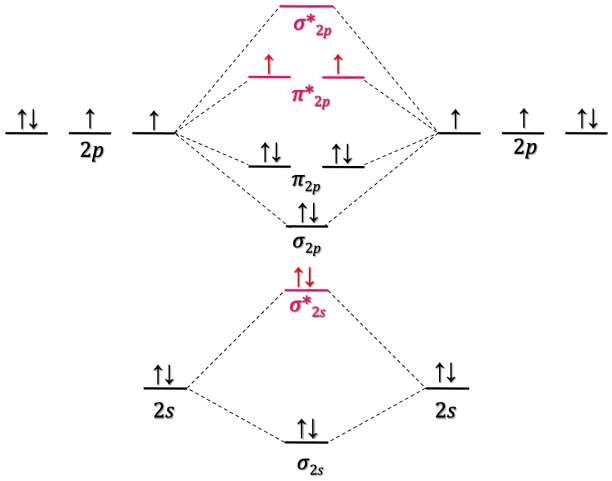
$2s$	$2p$		
↑↓	↑	↑	

La valencia covalente indica el número de electrones desapareados que puede tener un átomo que, como se observa, en el oxígeno es 2.

b) Falso. La electronegatividad crece en un periodo conforme aumentan la carga nuclear *Z* y la carga nuclear efectiva. El flúor es un elemento del mismo periodo que el oxígeno, pero con mayor valor de *Z*, por lo que es más electronegativo.

c) **Verdadero**. Como se ha demostrado en el apartado b), el átomo de oxígeno presenta electrones desapareados, por tanto, es paramagnético.

La distribución de electrones en los orbitales moleculares en la molécula de O_2 es:



Como se observa en el diagrama, la molécula de O_2 también presenta electrones desapareados, por tanto, es paramagnética.

d) Falso. Es incapaz de formar oxoácidos ya que el oxígeno es el elemento característico de ese tipo de compuestos.

La respuesta correcta es la **c**.

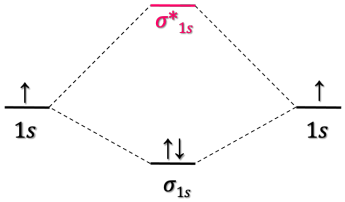
6.13. Teniendo en cuenta los diagramas de orbitales moleculares para moléculas diatómicas y la multiplicidad de los enlaces, ordene la energía de disociación de las moléculas: H_2, He_2, He_2^+, O_2 y N_2:
a) $H_2 < He_2 < He_2^+ < O_2 < N_2$
b) $He_2 < He_2^+ < O_2 < N_2 < H_2$
c) $He_2^+ < He_2 < O_2 < N_2 < H_2$
d) $He_2 < He_2^+ < H_2 < O_2 < N_2$
e) $He_2^+ < O_2 < N_2 < H_2 < He_2$

(O.Q.N. Vigo 2006)

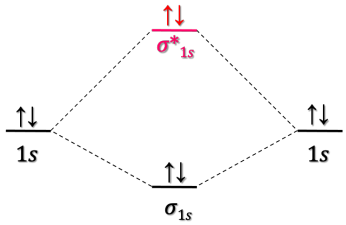
Tiene mayor energía de enlace la especie que presente mayor orden de enlace y, este se calcula mediante la expresión:

orden de enlace = ½ (nº de electrones en OM de enlace – nº de electrones en OM de antienlace)

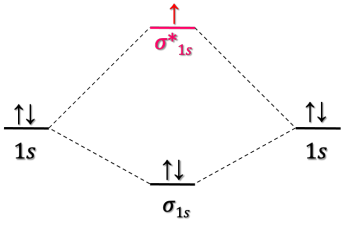
Los diagramas de niveles de energía de orbitales moleculares de las especies propuestas son:



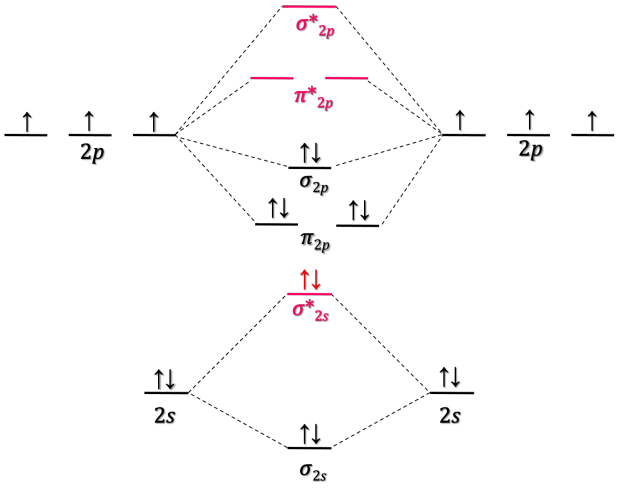
ord. enlace $H_2 = ½ (2 - 0) = 1$



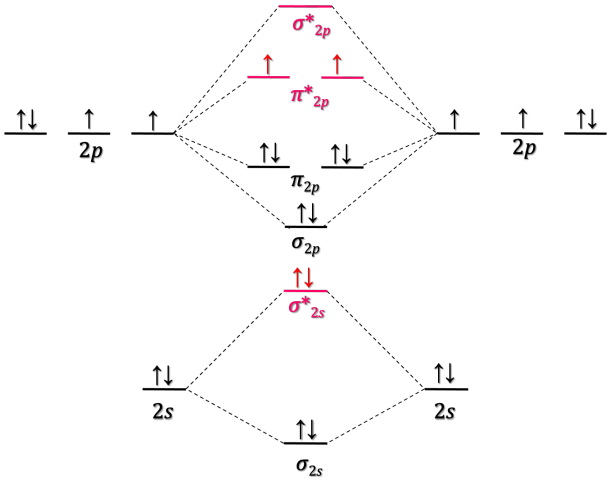
ord. enlace $He_2 = ½ (2 - 2) = 0$



ord. enlace $He_2^+ = ½ (2 - 1) = 0,5$



orden de enlace $N_2 = ½ (8 - 2) = 3$



orden de enlace $O_2 = ½ (8 - 4) = 2$

El orden correcto de energías de enlace es:

$$He_2 < He_2^+ < H_2 < O_2 < N_2$$

La respuesta correcta es la **d**.

6.14. Indique cuál de las siguientes especies es diamagnética:
a) NO
b) O_2
c) O_2^{2+}
d) O_2^-
e) O_2^{2-}
f) CO

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Madrid 2018)

Una especie es diamagnética si no presenta electrones desapareados. Estas sustancias no interaccionan con un campo magnético.

a-b) Falso. En la distribución de electrones en los orbitales moleculares para las moléculas de NO y O_2 se observa que presentan electrones desapareados por lo que se trata de especies paramagnéticas.

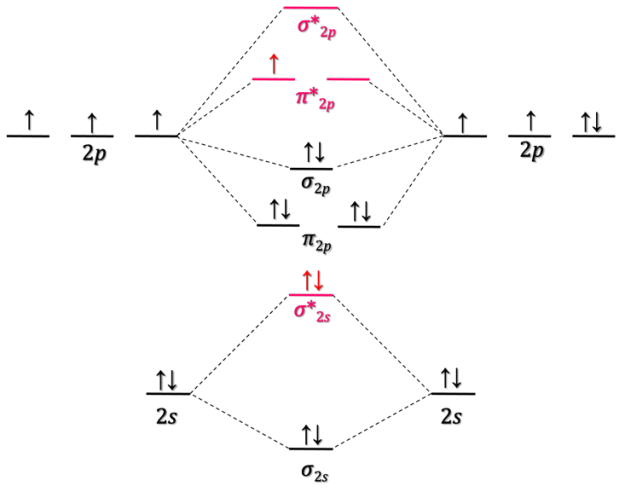


Diagrama de OM del NO

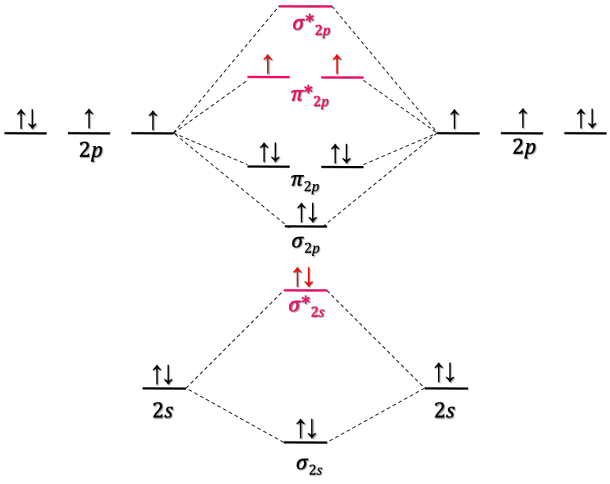


Diagrama de OM del O_2

c-d) Falso. En la distribución de electrones en los orbitales moleculares para las especies O_2^+ y O_2^- se observa que presentan electrones desapareados por lo que se trata de especies paramagnéticas.

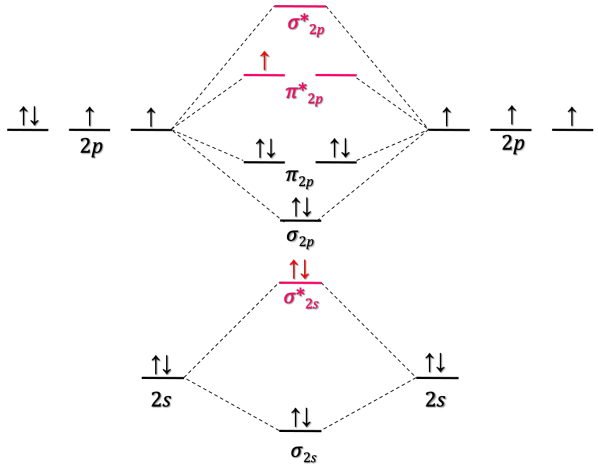


Diagrama de OM del O_2^+

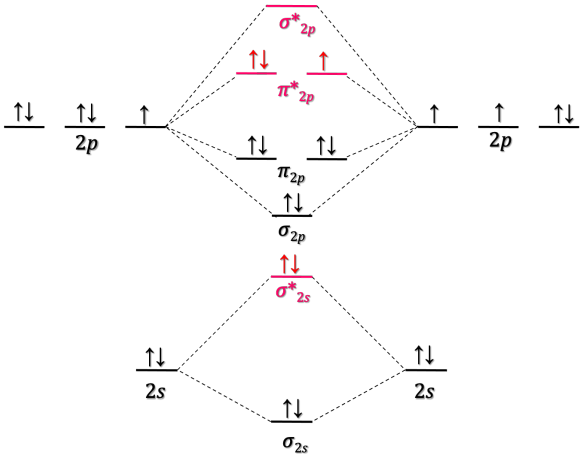


Diagrama de OM del O_2^-

e-f) **Verdadero**. En la distribución de electrones en los orbitales moleculares para las especies O_2^{2-} y CO se observa que no presentan electrones desapareados por lo que se trata de especies diamagnéticas.

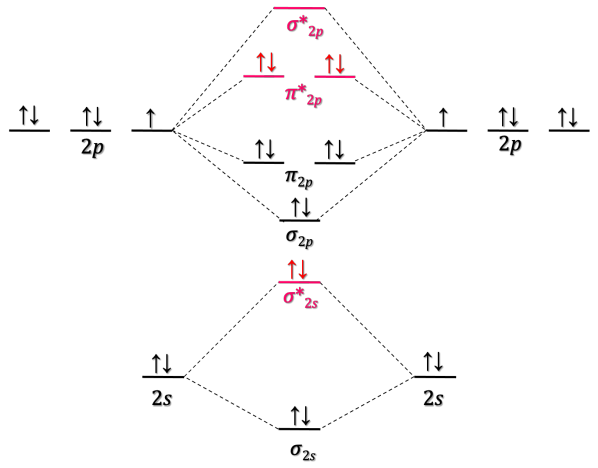


Diagrama de OM del O_2^{2-}

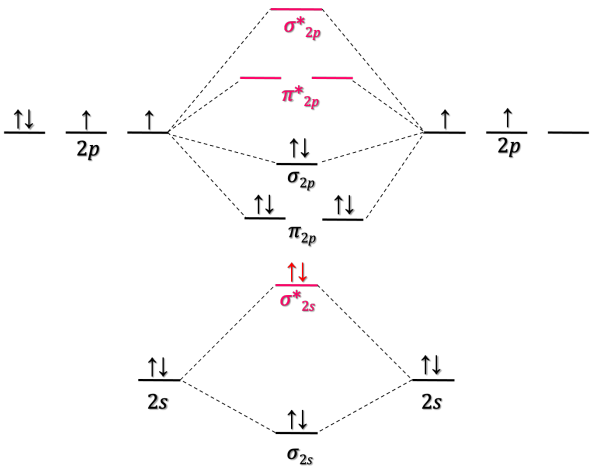


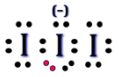
Diagrama de OM del CO

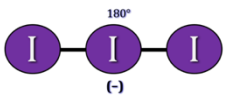
Las respuestas correctas son **e** y **f**.

6.15. Entre las siguientes proposiciones hay una falsa, indíquela:
a) La estructura del ion I_3^- es lineal.
b) El SO_3 es una molécula coplanaria y sus tres ángulos O–S–O son iguales.
c) El orden de enlace de la molécula Li_2 es +1.
d) CN y NO son dos moléculas paramagnéticas.
e) El momento dipolar del CS_2 es mayor que el del SO_2.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

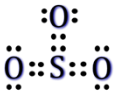
a) Verdadero. La estructura de Lewis del ion triyoduro es:

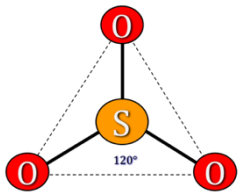




De acuerdo con la notación del modelo RPECV el I_3^- es un ion cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría lineal ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

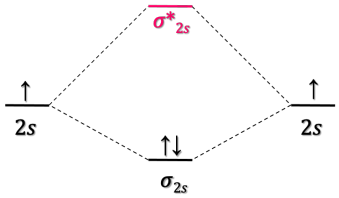
b) Verdadero. La estructura de Lewis con capa de valencia expandida de la molécula de trióxido de azufre es:





De acuerdo con la notación del modelo RPECV el SO_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana con ángulos de enlace de 120°.

c) Verdadero. El diagrama de orbitales moleculares de la molécula de Li_2 es:



El orden de enlace en una molécula se calcula mediante la expresión:

orden de enlace Li_2 = ½ (nº de electrones OM enlace – nº de electrones OM antienlace) = ½ (2 – 0) = 1

d) Verdadero. Las estructuras de Lewis de las moléculas de NO y HCN son:

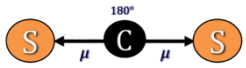


El NO presenta un electrón desapareado, por lo que se trata de una especie paramagnética.

e) **Falso**. Las estructuras de Lewis de las moléculas de disulfuro de carbono y dióxido de azufre son:

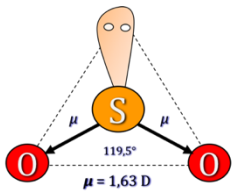


▪ De acuerdo con la notación del modelo RPECV el CS_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



Como el azufre (χ = 2,58) es más electronegativo que el carbono (χ = 2,55), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ De acuerdo con la notación del modelo RPECV el SO_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es trigonal y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el oxígeno (χ = 3,44) es más electronegativo que el azufre (χ = 2,58), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula (μ = 1,63 D) y la molécula es polar.

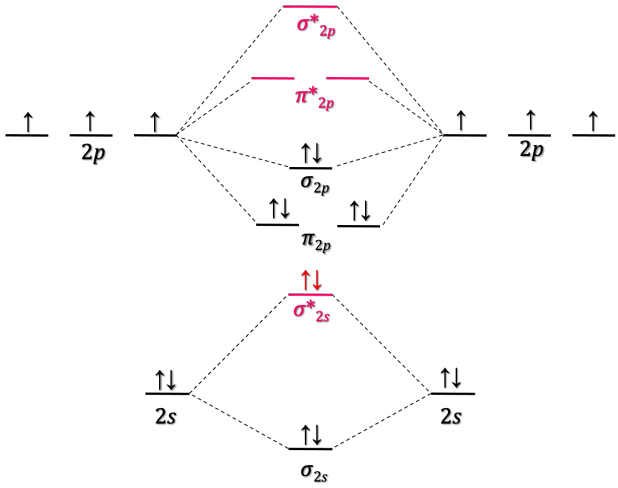
La respuesta correcta es la **e**.

6.16. ¿Cuál es el orden de enlace de la molécula de N_2?
a) 1
b) 2
c) 3
d) 4

(O.Q.L. Murcia 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2016)

A la vista del diagrama de niveles energía de los orbitales moleculares de una especie se define el orden de enlace como:

orden de enlace N_2 = ½ (nº de electrones OM enlace – nº de electrones OM antienlace) = ½ (8 – 2) = 3



La respuesta correcta es la **c**.

6.17. ¿Cuántos enlaces σ y enlaces π hay en una molécula de etino (acetileno)?
a) Dos enlaces σ y dos enlaces π.
b) Cuatro enlaces σ y un enlace π.
c) Un enlace σ y dos enlaces π.
d) Tres enlaces σ y dos enlaces π.
e) Cuatro enlaces σ.

(O.Q.L. País Vasco 2010)

De la estructura de Lewis de la molécula de etino se deduce que:



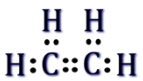
La molécula de etino o acetileno, CH≡CH, presenta dos enlaces sencillos C–H que son enlaces σ y un enlace triple C≡C formado por un enlace σ y dos enlaces π. En total, son tres enlaces σ y dos enlaces π.

La respuesta correcta es la **d**.

6.18. ¿Qué enlaces se forman por un átomo de carbono con hibridación sp^2?
a) 4 enlaces π
b) 2 enlaces π y 2 enlaces σ
c) 1 enlaces π y 3 enlaces σ
d) 4 enlaces σ
e) 3 enlaces π y 1 enlace σ

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012) (O.Q.L. País Vasco 2013) (O.Q.L. País Vasco 2014) (O.Q.L. País Vasco 2016) (O.Q.L. País Vasco 2017) (O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

La estructura de Lewis de la molécula de eteno o etileno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $CH_2{=}CH_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo de carbono se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^2 y tiene tres orbitales híbridos de este tipo y un orbital atómico *p*. Esto le permite formar los siguientes enlaces:

- 2 enlaces sencillos que son enlaces σ
- un enlace doble C=C formado por 1 enlace σ y 1 enlace π.

En total, 3 enlaces σ y 1 enlace π.

La respuesta correcta es la **c**.

6.19. Indique la proposición correcta:
a) Un orbital molecular del tipo π puede formarse por combinación de un orbital p_x de un átomo con el orbital p_x de otro átomo, cuando los dos átomos se unen según la dirección del eje x.
b) Un enlace triple equivale a dos enlaces σ y uno π.
c) La energía de un enlace covalente es mayor cuanto mayor sea la superposición de los orbitales atómicos que lo forman.
d) La energía de un enlace doble O=O es justamente el doble que la energía del enlace simple O—O.

(O.Q.L. Baleares 2013)

a) Falso. Si dos orbitales atómicos p_x solapan según la dirección del eje x forman un orbital molecular σ.

b) Falso. Un enlace triple está constituido por un enlace σ y dos enlaces π.

c) **Verdadero**. Cuánto más electronegativos sean los átomos que forman un enlace covalente, mayor será la atracción que ejerce el núcleo de cada uno sobre la nube electrónica del otro, lo que ocasiona mayor solapamiento de orbitales y que el enlace formado sea más fuerte, es decir, que su energía sea mayor.

d) Falso. Un enlace doble está constituido por un enlace σ y un enlace π, y como ambos tienen diferente energía, la energía del enlace doble nunca podrá ser el doble que la energía del enlace sencillo.

La respuesta correcta es la **c**.

6.20. ¿Cuál de las siguientes especies es paramagnética?
a) N_2
b) O_2^-
c) F_2
d) O_2^{2-}

(O.Q.L. Valencia 2014)

a-c-d) Falso. En la distribución de electrones en los orbitales moleculares para las especies N_2, F_2 y O_2^{2-} se observa que no presentan electrones desapareados, por lo que se trata de especies diamagnéticas.

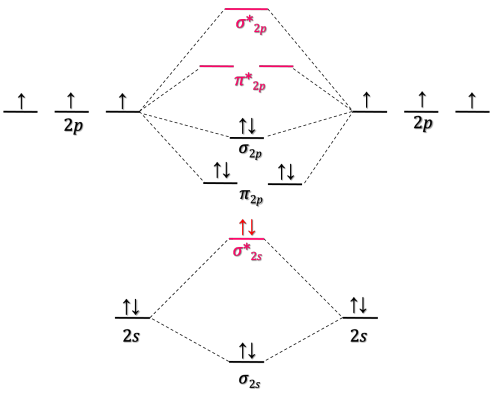


Diagrama de OM del N_2

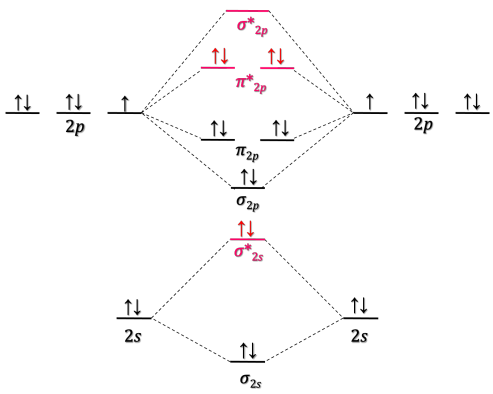


Diagrama de OM del F_2

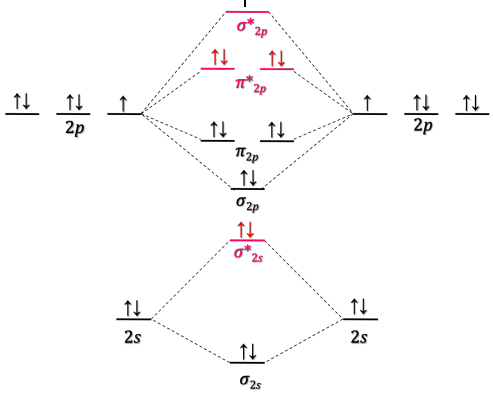


Diagrama de OM del O_2^{2-}

b) **Verdadero**. En la distribución de electrones en los orbitales moleculares para especie O_2^- se observa que presenta electrones desapareados, por lo que se trata de una especie paramagnética.

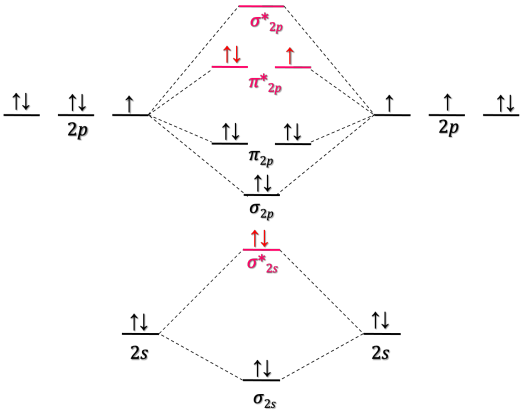


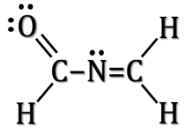
Diagrama de OM del O_2^-

La respuesta correcta es la **b**.

6.21. ¿Cuál es el número total de enlaces σ y π en la molécula de CH_3NCO?
a) 6 y 2
b) 4 y 2
c) 6 y 4
d) 4 y 4

(O.Q.L. Extremadura 2015)

De la fórmula estructural del CH_3NCO se deduce que:



presenta tres enlaces sencillos C–H y un enlace sencillo C–N, que son enlaces σ y un enlace doble C=C y otro C=N, formados cada uno por, un enlace σ y otro π. En total, son 6 enlaces σ y 2 enlaces π.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997 y otras).

6.22. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:
a) Todos los enlaces O–H son π.
b) Todos los enlaces C–H son σ.
c) Todos los enlaces C–C consisten en un enlace σ y un enlace π.
d) Todos los enlaces C–C son π.

(O.Q.L. Extremadura 2015)

a) Falso. El enlace O–H implica el solapamiento de un orbital híbrido sp^3 del oxígeno y el orbital atómico 1*s* del hidrógeno con la consiguiente formación de un orbital molecular σ.

b) **Verdadero**. El enlace C–H implica el solapamiento de un orbital híbrido sp^3 del carbono y el orbital atómico 1*s* del hidrógeno con la consiguiente formación de un orbital molecular σ.

c-d) Falso. El enlace C–C implica el solapamiento entre un orbital híbrido sp^3 de cada átomos carbono con la consiguiente formación de un orbital molecular σ.

La respuesta correcta es la **b**.

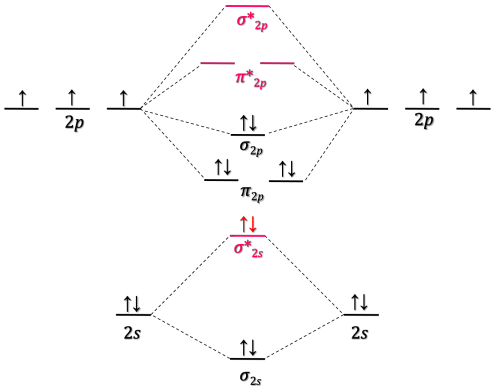
6.23. ¿Cuál de las siguientes especies moleculares tiene una longitud de enlace mayor de acuerdo con la teoría de los orbitales moleculares?

a) N_2
b) N_2^+
c) N_2^-
d) O_2
e) O_2^+

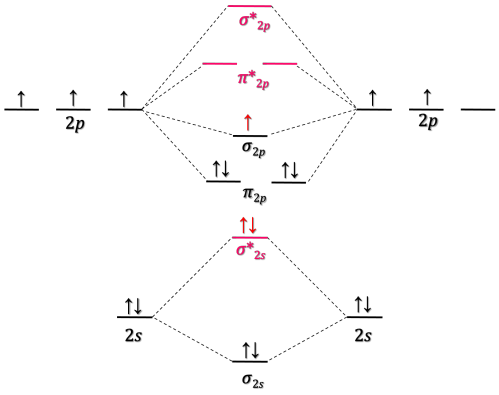
(O.Q.N. Madrid 2015)

Tiene mayor longitud de enlace la especie que presente un menor orden de enlace y, este se calcula mediante la expresión:

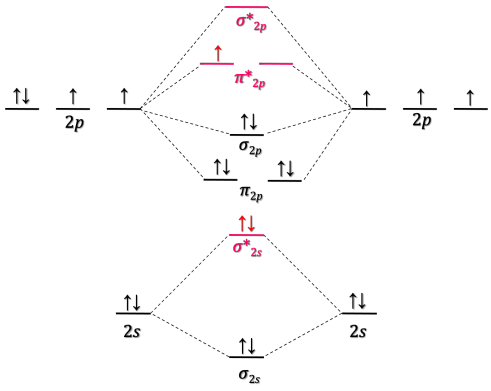
orden de enlace = ½ (nº de electrones en OM de enlace – nº de electrones en OM de antienlace)



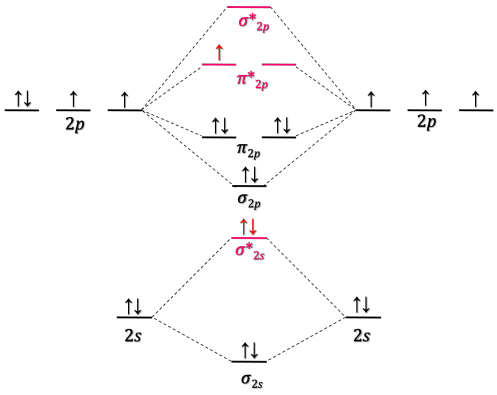
orden de enlace $N_2 = ½ (8 - 2) = 3$



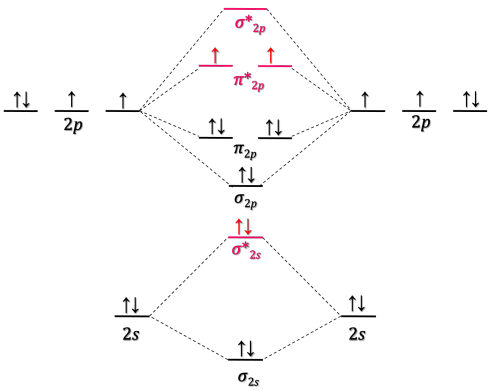
orden de enlace $N_2^+ = ½ (7 - 2) = 2,5$



orden de enlace $N_2^- = ½ (8 - 3) = 2,5$



orden de enlace $O_2^+ = ½ (8 - 3) = 2,5$



orden de enlace $O_2 = ½ (8 - 4) = 2$

A la vista de los diagramas de niveles de energía de orbitales moleculares de las especies propuestas, la mayor longitud de enlace le corresponde al O_2 ya que tiene un orden de enlace menor.

La respuesta correcta es la **d**.

6.24. La molécula de dioxígeno, O_2, tiene:
a) Un electrón desapareado.
b) Dos electrones desapareados.
c) Tres electrones desapareados.
d) Es diamagnética.
e) Tiene orden de enlace igual a 1.
f) Es polar.

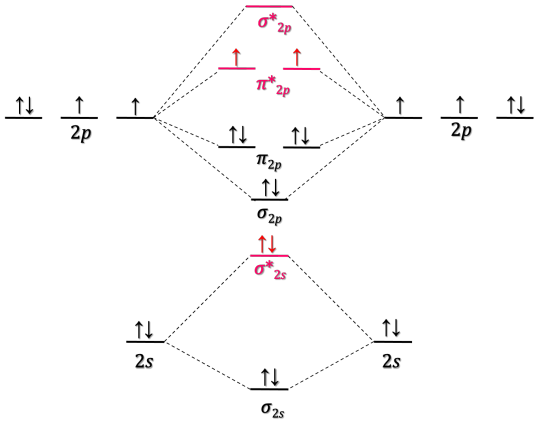
(O.Q.L. Castilla y León 2016) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

a) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de O_2 es:



Se trata de una molécula que esta formada por dos átomos idénticos, por lo que es lineal y no polar.

En la distribución de electrones en los orbitales moleculares para molécula de O_2 se observa que presenta dos electrones desapareados por lo que se trata de una especie paramagnética.



A la vista del diagrama de niveles energía de los orbitales moleculares de una especie se define el orden de enlace como:

orden de enlace O_2 = ½ (nº electrones OM de enlace – nº electrones OM de antienlace) = ½ (6 – 2) = 2

La respuesta correcta es la **b**.

6.25. Cuando dos átomos se unen por solapamiento de un orbital *p* de uno de ellos con un orbital *p* del otro, el enlace que aparece entre ambos átomos es del tipo:
a) Siempre de tipo π.
b) σ o π según la orientación del orbital *p*.
d) Siempre de tipo σ.
d) Se formará un orbital híbrido sp^2.

(O.Q.L. Extremadura 2018) (O.Q.L. Extremadura 2019)

Cuando dos orbitales atómicos *p* se unen pueden formar un enlace σ o enlace π según cuál sea la dirección del eje en el que interaccionan ambos orbitales.

La respuesta correcta es la **b**.

6.26. Los científicos que han estudiado cierto meteorito han determinado que está compuesto por los elementos genéricos X, Y, M. Algunos de los datos que han obtenido son:

- **Los átomos de M son atraídos por campos magnéticos y su número de protones varía entre 18 y 20.**
- **El número de protones de X e Y varía entre 6 y 8.**
- **X_2 es diamagnético y su enlace X–X es más fuerte que el presente en el ion X_2^-.**
- **X–Y es isoelectrónica con X_2^+.**

¿De qué elementos se trata?

a) X = O, Y = N, M = K
b) X = O, Y = C, M = Ar
c) X = N, Y = O, M = Ar
d) X = N, Y = C, M = K

(O.Q.N. Santander 2019)

- Si el número de protones de X e Y está comprendido entre 6 y 8, estos elementos podrían ser C, N u O.

- Si la molécula de X_2 es diamagnética es que no presenta electrones desapareados. La molécula de C_2 no tiene existencia real y los diagramas de orbitales moleculares de las moléculas de N_2 y O_2 muestran que la molécula de N_2 es diamagnética y la de O_2 es paramagnética.

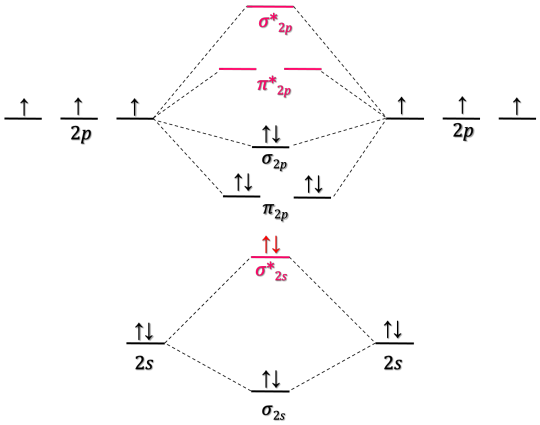


Diagrama de orbitales moleculares de N_2

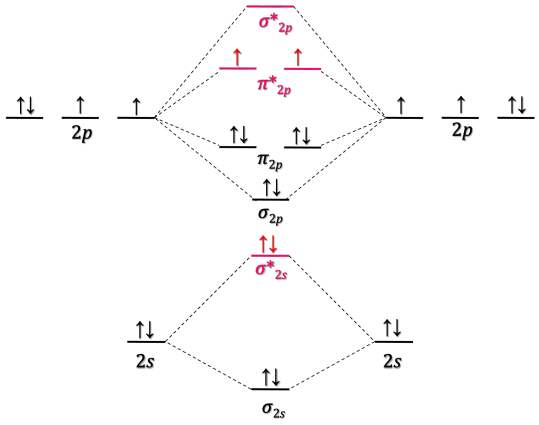


Diagrama de orbitales moleculares de O_2

Además, el orden de enlace es una medida de la fuerza de un enlace y se calcula mediante la expresión:

$$\text{orden de enlace} = ½ \text{ (nº electrones OM enlace – nº electrones OM antienlace)} = ½ (8 - 2) = 3$$

que como se ve para la molécula de N_2 es 3, mientras que el ion N_2^+ debe tener orden enlace menor ya que posee menos electrones, por lo que el elemento X es el nitrógeno.

- Si la molécula XY es isoelectrónica con la especie N_2^+ y el nitrógeno tiene 7 electrones, este ion tiene 13 electrones, esto indica que el elemento Y debe tener 6 electrones y 6 protones, lo que el elemento Y es el carbono.

- Si el elemento M es atraído por campos magnéticos es que es paramagnético, es decir, tiene una configuración electrónica que presenta electrones desapareados.

El único elemento con un número de protones comprendido entre 18 y 20 y con electrones desapareados, es el que tiene 19 protones cuya configuración electrónica abreviada es [Ar] $4s^1$, y ese elemento es el potasio.

La respuesta correcta es la **d**.

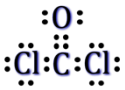
6.27. El fosgeno es un gas venenoso que tiene aplicaciones industriales en la industria de los polímeros y en química fina. Su fórmula molecular es $COCl_2$. Diga cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas:

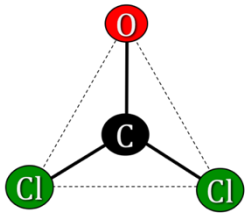
A) El átomo de carbono tiene hibridación sp^3 y un par de electrones desapareados.
B) El átomo de carbono tiene hibridación sp^2, lo que significa que hay tres enlaces σ y un enlace π.
C) Los cuatro átomos están en el mismo plano.
D) El oxígeno no está en el plano definido por los dos átomos de cloro y el carbono.

a) Solo son ciertas las afirmaciones A y D.
b) Solo son ciertas las afirmaciones B y D.
c) Solo son ciertas las afirmaciones B y C.
d) Todas son ciertas.

(O.Q.L. Madrid 2019)

A) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de fosgeno o diclorurooxidocarbono es:





B) **Cierto**. Como se observa en la estructura de Lewis, el átomo de carbono presenta dos enlaces sencillos con sendos átomos de cloro, que son enlaces σ y un enlace doble con el átomo de oxígeno formado por un enlace σ y otro enlace π.

C) **Cierto**. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $COCl_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana con todos los átomos en el mismo plano. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^2.

La respuesta correcta es la **c**.

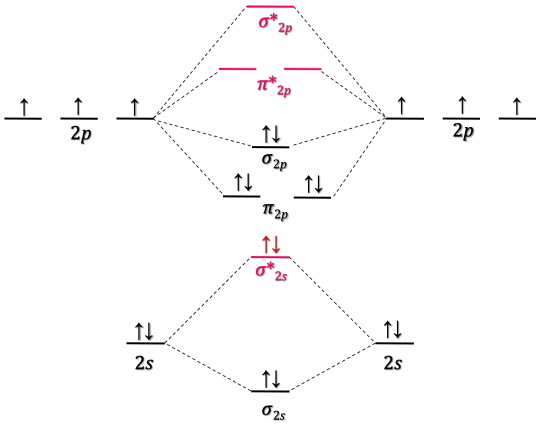
6.28. Cuando las moléculas diatómicas de nitrógeno, oxígeno y flúor se ordenan en orden creciente energía de enlace, ¿cuál es la secuencia correcta?
a) $N_2 < O_2 < F_2$
b) $F_2 < O_2 < N_2$
c) $O_2 < F_2 < N_2$
d) $O_2 < N_2 < F_2$

(O.Q.L. Madrid 2020) (O.Q.L. Asturias 2020)

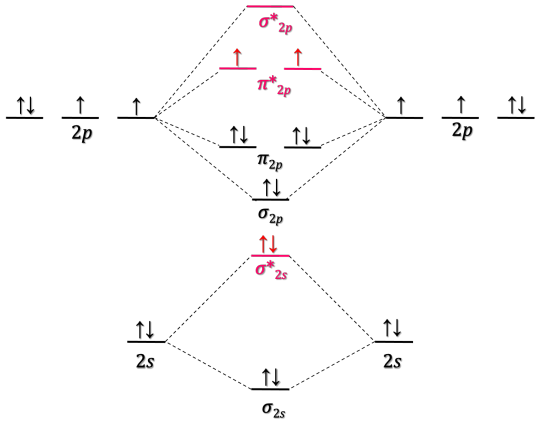
Tiene mayor energía de enlace la especie que presente un mayor orden de enlace y, este se calcula mediante la expresión:

$$\text{orden de enlace} = \tfrac{1}{2}\,(\text{nº electrones OM de enlace} - \text{nº electrones OM de antienlace})$$

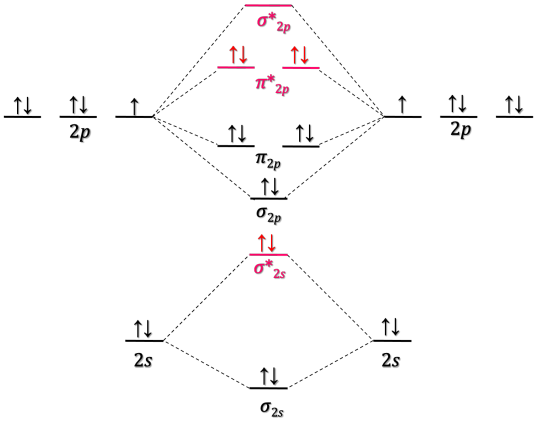
Los diagramas de niveles de energía de orbitales moleculares de las especies propuestas son:



orden de enlace $N_2 = \tfrac{1}{2}\,(8 - 2) = 3$



orden de enlace $O_2 = \tfrac{1}{2}\,(8 - 4) = 2$



orden de enlace $F_2 = ½ (8 - 6) = 1$

De acuerdo con lo expuesto, el orden creciente correcto de energías de enlace para las moléculas propuestas es:

$F_2 < O_2 < N_2$

Consultando la bibliografía, los valores de las energías de enlace (kJ mol^{-1}) son:

F_2 (159) < O_2 (498) < N_2 (945)

La respuesta correcta es la **b**.

7. ELECTRONEGATIVIDAD Y TIPO DE ENLACE

7.1. ¿Cuál será el compuesto con enlace de carácter iónico más acusado?
a) CCl_4
b) $TiCl_4$
c) $CaCl_2$
d) SCl_2

(O.Q.L. Asturias 1987)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos propuestos:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
CCl_4	3,16 – 2,55 = 0,61	covalente
$TiCl_4$	3,16 – 1,54 = 1,62	covalente
$CaCl_2$	3,16 – 1,00 = 2,16	iónico
SCl_2	3,16 – 2,58 = 0,58	covalente

La respuesta correcta es la **c**.

7.2. Cuál de las siguientes especies químicas, es la que tiene mayor carácter iónico en el enlace X–F:
a) BeF_2
b) OF_2
c) BF_3
d) NF_3

(O.Q.L. Asturias 1994)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos propuestos:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
BeF_2	3,98 – 1,57 = 2,41	iónico
OF_2	3,98 – 3,44 = 0,55	covalente
BF_3	3,98 – 2,04 = 1,94	covalente – iónico
NF_3	3,98 – 3,04 = 0,94	covalente

La mayor la diferencia de electronegatividad le corresponde al compuesto BeF_2 (2,41), por lo que le corresponde el mayor carácter iónico.

La respuesta correcta es la **a**.

7.3. La molécula HBr:
a) No tiene momento dipolar.
b) Tiene un enlace covalente polar.
c) Tiene un enlace covalente no polar.
d) Tiene un enlace doble.
e) Tiene un enlace iónico.

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004) (O.Q.L. Asturias 2009)

El bromo y el hidrógeno poseen un elevado valor de la electronegatividad, χ (Br) = 2,96 y χ (H) = 2,20, y la única forma de que los átomos de ambos elementos completen su última capa es compartiendo un electrón cada uno y formando un enlace covalente simple.

La diferencia de electronegatividad entre ambos elementos hace que el enlace y la molécula sean polares ($\boldsymbol{\mu}$ = 0,76 D), por lo que se trata de un enlace covalente polar.

La respuesta correcta es la **b**.

7.4. El enlace en el BrF es:
a) Covalente puro
b) Metálico
c) Iónico
d) Covalente, con cierto carácter iónico.

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Castilla y León 2020)

El flúor y el bromo poseen un elevado valor de la electronegatividad, χ (F) = 3,98 y χ (Br) = 2,96 y la única forma de que los átomos de ambos elementos completen su última capa es compartiendo un electrón cada uno y formando un enlace covalente simple.

La diferencia de electronegatividad entre ambos elementos hace que el enlace BrF y la molécula sean polares ($\boldsymbol{\mu}$ = 1,42 D), por lo que se trata de un enlace covalente polar que tiene un cierto carácter iónico parcial, tanto mayor cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad.

La respuesta correcta es la **d**.

7.5. ¿Cuál de los siguientes compuestos tiene mayor carácter iónico?
a) Na_2SO_4
b) N_2O
c) CO_2
d) SO_3
e) Cl_2O

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos propuestos:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
N_2O	3,44 – 3,04 = 0,40	covalente
CO_2	3,44 – 2,55 = 0,89	covalente
SO_3	3,44 – 2,58 = 0,86	covalente
Cl_2O	3,44 – 3,16 = 0,28	covalente

El compuesto Na_2SO_4 contiene el elemento sodio, un metal alcalino con elevada tendencia a ceder electrones. Forma una red cristalina iónica sólida a temperatura ambiente. Esta sustancia tiene un elevado porcentaje de enlace iónico.

La respuesta correcta es la **a**.

7.6. De las parejas de elementos químicos que se presentan ¿cuál formaría el enlace más iónico?
a) B y N
b) H y Cl
c) K y Cl
d) C y O

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los elementos propuestos:

Pareja	$\Delta\chi$	Enlace predominante
B – N	3,04 – 2,04 = 1,00	covalente
H – Cl	3,16 – 2,20 = 0,94	covalente
K – Cl	3,16 – 0,82 = 2,34	iónico
C – O	3,44 – 2,55 = 0,89	covalente

La respuesta correcta es la **c**.

7.7. De cuatro elementos A, B, C y D, cuyos números atómicos son, respectivamente, 3, 9, 10 y 11 se puede deducir que:
a) A es un halógeno.
b) BD es un compuesto iónico.
c) C es un elemento muy activo.
d) AB es un compuesto covalente.

(O.Q.L. Asturias 1998) (O.Q.L. La Rioja 2012)

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento A ($Z = 3$) es [He] $2s^1$ y se trata del litio, un metal alcalino, que posee baja electronegatividad, por lo que tiene una elevada tendencia a ceder un electrón y formar el ion Li^+.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento B ($Z = 9$) es [He] $2s^2\ 2p^5$ y se trata del flúor, un halógeno, que posee elevada electronegatividad, por lo que tiene una elevada tendencia a captar un electrón y formar el ion F^-.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento C ($Z = 10$) es [He] $2s^2\ 2p^6$ y se trata del neón, un gas noble, que posee una configuración electrónica muy estable, por lo que no tiene tendencia a formar enlaces con otros elementos.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento D ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$ y se trata del sodio, un metal alcalino, que posee baja electronegatividad, por lo que tiene una elevada tendencia a ceder un electrón y formar el ion Na^+.

a) Falso. A es un metal alcalino.

b) **Verdadero**. Se combinan un átomo de D (Na) y otro de B (F) forman un compuesto de fórmula DB (NaF) con enlace predominantemente iónico, ya que la diferencia de electronegatividad entre ambos elementos es mayor que 2,0.

c) Falso. C es un gas noble que no reacciona.

d) Falso. Se combinan un átomo de A (Li) y otro de B (F) forman un compuesto de fórmula AB (LiF) con enlace predominantemente iónico, ya que la diferencia de electronegatividad entre ambos elementos es mayor que 2,0.

La respuesta correcta es la **b**.

7.8. El enlace de los átomos de cloro y de potasio es acusadamente iónico, ¿cuál es la razón?
a) Difieren mucho en tamaño.
b) El cloro tiene mayor energía de ionización que el potasio.
c) La electronegatividad del cloro difiere mucho de la del potasio.
d) Ambos forman iones.

(O.Q.L. Asturias 1999)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. En el caso del cloruro de potasio esta diferencia de electronegatividad es muy elevada, $(3{,}16 - 0{,}82) = 2{,}34$.

La respuesta correcta es la **c**.

7.9. Dadas las posibles uniones entre los átomos que se citan, identifique en cuál de esos enlaces el carácter covalente será previsiblemente más acusado.
a) Un elemento alcalino y un halógeno.
b) Hidrógeno y un halógeno.
c) Átomos de Zn en estado sólido.
d) Hidrógeno y un átomo del grupo del carbono.

(O.Q.L. Asturias 1999)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente covalente si los átomos que se enlazan tienen electronegatividades altas y, además, ese enlace tendrá un carácter más covalente cuanto menor sea la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) existente entre los elementos que lo forman.

Para los casos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elementos	$\Delta\chi$	Enlace predominante
Zn – Zn	0	metálico
halógeno (Cl) – alcalino (Li)	3,16 – 0,98 = 2,18	iónico
halógeno (Cl) – hidrógeno (H)	3,16 – 2,20 = 0,94	covalente
grupo del carbono (C) – hidrógeno (H)	2,55 – 2,20 = 0,35	covalente
grupo del carbono (Si) – hidrógeno (H)	1,90 – 2,20 = 0,30	covalente
grupo del carbono (Ge) – hidrógeno (H)	2,01 – 2,20 = 0,19	covalente

El enlace más covalente se da entre el hidrógeno y los elementos del grupo de carbono.

La respuesta correcta es la **d**.

7.10. Los átomos A, B y C son todos del segundo período y tienen 1, 5 y 7 electrones de valencia respectivamente.
¿Cuáles serán las fórmulas de los distintos compuestos formados cuando reaccionen B y C con A?
a) A_3B y AC
b) A_5B y AC_7
c) A_5B y AC
d) AB y AC

(O.Q.L. Asturias 1999)

▪ El elemento A es un elemento del 2º periodo que tiene 1 electrón de valencia, por lo que le corresponde la configuración electrónica abreviada [He] $2s^1$ y se trata del litio, un metal alcalino que posee baja electronegatividad, por lo que tiene una elevada tendencia a ceder un electrón y formar el ion Li^+ con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

▪ Al elemento B es un elemento del 2º periodo que tiene 5 electrones de valencia, por lo que le corresponde la configuración electrónica abreviada [He] $2s^2\ 2p^3$ y se trata del nitrógeno, un no metal que posee elevada electronegatividad, por lo que tiene una elevada tendencia a ganar o compartir tres electrones para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

▪ Al elemento C es un elemento del 2º periodo que tiene 7 electrones de valencia. Le corresponde la configuración electrónica abreviada [He] $2s^2\ 2p^5$ y se trata del flúor, un no metal halógeno que posee elevada electronegatividad, por lo que tiene una elevada tendencia a captar un electrón y formar el ion F^- con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

Las combinaciones de A con el resto de los elementos propuestos, cumpliendo la condición de electroneutralidad, son A_3B y AC.

La respuesta correcta es la **a**.

7.11. Dadas las siguientes afirmaciones indique si son o no correctas:
1) El término enlace describe todas las interacciones que mantienen unidos los átomos en una molécula estable.
2) Electrones apareados son aquellos que se encuentran en el mismo orbital, diferenciándose solo en el espín.
3) En todo enlace covalente cada elemento cede un electrón para que sea compartido.
4) Un electrón desapareado es el que se encuentra aislado en un orbital.
a) Solo 2 y 4 son ciertas.
b) 1 y 3 son falsas.
c) 1, 2 y 4 son ciertas.
d) Solo 1 y 2 son ciertas.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

1) **Verdadero**. El término enlace hace referencia a todas las interacciones, tanto atractivas como repulsivas, existentes entre dos átomos que se encuentran a una determinada distancia llamada distancia de enlace.

2) **Verdadero**. De acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925):

> "dentro de un mismo orbital solo pueden existir dos electrones con sus espines antiparalelos y se dice que esos electrones se encuentran apareados".

3) Falso. Los átomos implicados en un enlace covalente comparten electrones, no los ceden.

4) **Verdadero**. De acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925):

> "dentro de un mismo orbital solo pueden existir dos electrones con sus spines antiparalelos"

En el caso de que un electrón se encuentre solo en ese orbital se dice que está desapareado.

La respuesta correcta es la **c**.

7.12. De acuerdo a los valores de electronegatividades de Pauling de los elementos indicados:

S	W	U	Y	Z	X	T	V
0,82	0,93	1,00	2,04	2,20	2,55	2,96	3,04

¿Cuál de los siguientes compuestos hipotéticos presentará mayor carácter covalente?

a) WV
b) XU
c) YT
d) ZX

(O.Q.L. Murcia 2001)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente covalente si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es menor a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos propuestos:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
WV	3,04 – 0,93 = 2,14	iónico
XU	2,55 – 1,00 = 1,55	covalente
YT	2,96 – 2,04 = 0,92	covalente
ZX	2,55 – 2,20 = 0,35	covalente

La menor la diferencia de electronegatividad le corresponde al compuesto ZX (0,35), por lo que le corresponde el mayor carácter covalente.

La respuesta correcta es la **d**.

7.13. De los siguientes compuestos, señale aquél cuyo comportamiento iónico sea más acusado:

a) CCl_4
b) $BeCl_2$
c) $TiCl_4$
d) $CaCl_2$

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos propuestos:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
CCl_4	3,16 – 2,55 = 0,61	covalente
$BeCl_2$	3,16 – 1,57 = 1,59	covalente
$TiCl_4$	3,16 – 1,54 = 1,62	covalente
$CaCl_2$	3,16 – 1,00 = 2,16	iónico

La respuesta correcta es la **d**.

7.14. Cuatro elementos distintos tienen las siguientes configuraciones electrónicas:

A $= 1s^2\ 2s^2\ 2p^2$ **B** $= 1s^2\ 2s^2\ 2p^5$

C $= 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$ **D** $= 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

¿Cuáles son las fórmulas de los compuestos que B puede formar con todos los demás?

a) AB_4, CB_3 **y** DB

b) AB_2, CB **y** DB

c) A_4B, C_3B **y** D_2B

d) AB_4, CB **y** DB_2

(O.Q.L. Asturias 2001) (O.Q.L. Asturias 2005)

▪ De acuerdo con la configuración electrónica propuesta para el elemento A se deduce que se trata del carbono ($Z = 6$), un no metal que tiene una electronegatividad intermedia, por lo que tiende a ganar o compartir cuatro electrones para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble, muy estable.

▪ De acuerdo con la configuración electrónica propuesta para el elemento B se deduce que se trata del flúor ($Z = 9$), un no metal que tiene una electronegatividad muy elevada, por lo que tiende a ganar un electrón para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble, muy estable.

▪ De acuerdo con la configuración electrónica propuesta para el elemento C se deduce que se trata del aluminio ($Z = 13$), un metal que tiene una electronegatividad baja, por lo que tiende a ceder tres electrones para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble, muy estable.

▪ De acuerdo con la configuración electrónica propuesta para el elemento D se deduce que se trata del potasio ($Z = 19$), un metal alcalino que tiene una electronegatividad muy baja, por lo que tiende a ceder un electrón para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble, muy estable.

Las combinaciones de B con el resto de los elementos, cumpliendo la condición de electroneutralidad, son AB_4, CB_3 y DB.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 1999).

7.15. Indique cuál de los siguientes compuestos presenta un mayor carácter iónico:

a) CCl_4

b) $SbCl_3$

c) $CaCl_2$

d) $ZrCl_4$

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos propuestos:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
CCl_4	3,16 – 2,55 = 0,61	covalente
$SbCl_3$	3,16 – 2,05 = 1,11	covalente
$CaCl_2$	3,16 – 1,00 = 2,16	iónico
$ZrCl_4$	3,16 – 1,33 = 1,83	covalente

La respuesta correcta es la **c**.

7.16. Indique cuál sería el compuesto en el que estaría más acusado el carácter iónico del enlace:
a) LiCl
b) $SbCl_3$
c) $CaBr_2$
d) $ZrCl_4$

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos propuestos:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
LiCl	3,16 – 0,98 = 2,18	iónico
$SbCl_3$	3,16 – 2,05 = 1,11	covalente
$CaBr_2$	2,96 – 1,00 = 1,96	covalente-iónico
$ZrCl_4$	3,16 – 1,33 = 1,83	covalente

La respuesta correcta es la **a**.

7.17. La reacción entre un elemento Q (Z= 16) y otro M (Z= 19), con mayor probabilidad formará:
a) Un compuesto iónico de fórmula MQ.
b) Un compuesto iónico de fórmula MQ_2.
c) Un compuesto iónico de fórmula M_2Q.
d) Un compuesto covalente de fórmula M_2Q.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. Málaga 2019)

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento Q ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$ y se trata del azufre, un no metal que posee alta electronegatividad, por lo que tiene una elevada tendencia a captar dos electrones y formar el ion S^{2-} con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento M ($Z = 19$) es [Ar] $4s^1$ y se trata del potasio, un metal alcalino, que posee baja electronegatividad, por lo que tiene una elevada tendencia a ceder un electrón y formar el ion K^+ con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

Para cumplir con la condición de electroneutralidad se combinan dos átomos de M (potasio) con un átomo de Q (azufre) por lo que la fórmula más probable del compuesto formado por ambos es M_2Q con enlace predominantemente iónico.

La respuesta correcta es la **c**.

7.18. ¿Qué tipo de enlace es característico de los compuestos orgánicos?
a) Polar
b) Insaturado
c) Electrovalente
d) Covalente
e) Covalente coordinado

(O.Q.L. Extremadura 2003)

Los compuestos orgánicos están formados, fundamentalmente, por carbono, hidrógeno, nitrógeno y oxígeno, elementos con electronegatividades elevadas y similares, con tendencia a no ceder electrones y sí a compartirlos, lo que determina que el enlace predominante en estos compuestos sea covalente.

La respuesta correcta es la **d**.

7.19. El enlace entre dos átomos A y B será iónico si las:
a) Energías de ionización de ambos son pequeñas.
b) Electronegatividades de ambos son muy diferentes.
c) Energías de ionización de ambos son parecidas.
d) Respectivas afinidades electrónicas son muy altas.

(O.Q.L. Murcia 2004)

El enlace iónico se da entre átomos que se transfieren electrones de uno a otro. Para ello es preciso que los elementos que se unen tengan electronegatividades muy diferentes.

Uno de los elementos debe tener una electronegatividad muy baja, de forma que tenga una elevada tendencia a ceder electrones y formar un catión. Por el contrario, el otro elemento debe tener una electronegatividad muy alta, de forma que tenga una elevada tendencia a captar electrones y formar un anión. Una vez que se han formado los iones, estos se atraen mediante fuerzas colombianas formando una red cristalina sólida a temperatura ambiente.

La respuesta correcta es la **b**.

7.20. El carbono origina un gran número de compuestos debido a:
a) Su carácter muy electronegativo.
b) La existencia de la fuerza vital.
c) Su carácter muy electropositivo.
d) Su capacidad para formar enlaces consigo mismo.

(O.Q.L. Murcia 2004)

La configuración electrónica abreviada del carbono ($Z = 6$) es [He] $2s^2\ 2p^2$ y posee una electronegatividad es relativamente alta (2,55), de forma que no tiene una marcada tendencia a captar o ceder electrones y sí a compartirlos con el fin de conseguir completar su última capa y conseguir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

Una posibilidad es formar enlaces covalentes entre átomos de carbono formando cadenas lineales o ramificadas, abiertas o cerradas. Esto determina la existencia de gran número de compuestos de carbono.

La respuesta correcta es **d**.

7.21. ¿Qué combinación de átomos puede generar un enlace covalente polar?
a) H y H
b) H y Br
c) N y N
d) Cs y F
e) Na y Br

(O.Q.L. País Vasco 2005) (O.Q.L. País Vasco 2011)

Un compuesto se considera que tiene enlace covalente polar si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es menor que 2,0. Aplicando este criterio a los elementos propuestos:

Elementos	$\Delta\chi$	Enlace predominante
H – H	2,20 – 2,20 = 0,00	covalente no polar
Br – H	2,96 – 2,20 = 0,76	covalente polar
N – N	3,04 – 3,04 = 0,00	covalente no polar
F – Cs	3,98 – 0,79 = 2,19	iónico
Br – Na	2,96 – 0,93 = 2,03	iónico

La respuesta correcta es la **b**.

7.22. Un elemento X, un sólido gris, reacciona con el elemento Z, un gas incoloro, para formar un compuesto en el que hay doble número de átomos de X que de Z. ¿Cuál de las afirmaciones respecto a las configuraciones electrónicas del estado fundamental de estos átomos es más probable que sea cierta?
a) X tiene dos electrones de valencia y Z tiene cinco.
b) X tiene un electrón de valencia y Z tiene cinco.
c) X tiene un electrón de valencia y Z tiene seis.
d) X tiene dos electrones de valencia y Z tiene uno.

(O.Q.L. País Vasco 2005)

Si se combinan dos átomos de X con un átomo de Z, de acuerdo con la condición de electroneutralidad debe cumplirse para estos elementos que:

▪ El elemento X tiene un electrón de valencia, por lo que su configuración electrónica externa es ns^1. Cede fácilmente para formar el ion X^+y conseguir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

▪ El elemento Z tiene seis electrones de valencia por lo que su configuración electrónica externa es $ns^2\ np^4$. Capta fácilmente dos electrones formar el ion Z^{2-} y conseguir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

La respuesta correcta es la **c**.

7.23. Entre los compuestos dados a continuación: MgO, NF_3, $CaCl_2$, $SrBr_2$, SF_2, hay:
a) Tres compuestos iónicos y dos covalentes.
b) Tres compuestos covalentes y dos iónicos.
c) Un compuesto covalente y cuatro iónicos.
d) Un compuesto iónico y cuatro covalentes.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos propuestos:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
MgO	3,44 – 1,31 = 2,13	iónico
NF_3	3,98 – 3,04 = 0,94	covalente
$CaCl_2$	3,16 – 1,00 = 2,16	iónico
$SrBr_2$	2,96 – 0,95 = 2,01	iónico
SF_2	3,98 – 2,58 = 1,40	covalente

La respuesta correcta es la **a**.

7.24. Un elemento A de número atómico 12 se combina formando un enlace iónico con otro B de número atómico 17. La fórmula del compuesto iónico formado es:
a) AB
b) AB_2
c) A_2B_5
d) A_5B_2

(O.Q.L. Asturias 2006) (O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Cantabria 2015)

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento A ($Z = 12$) es [Ne] $3s^2$ y se trata del magnesio, un metal alcalinotérreo que posee baja electronegatividad, por lo que tiene una elevada tendencia a ceder dos electrones y formar el ion Mg^{2+} que tiene configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento B ($Z = 17$) es [Ne] $3s^2\ 3p^5$ y se trata del cloro, un halógeno que posee alta electronegatividad, por lo que tiene una elevada tendencia a captar un electrón y formar el ion Cl^- que tiene configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

Para cumplir con la condición de electroneutralidad se combinan dos átomos de B (cloro) con un átomo de A (magnesio), por lo que la fórmula más probable del compuesto formado por ambos es AB_2 con enlace predominantemente iónico.

La respuesta correcta es la **b**.

7.25. En uno de los compuestos que se proponen, el comportamiento como compuesto iónico es más acusado que en el resto. Indique cuál de ellos es:
a) CCl_4
b) $SbCl_3$
c) $CaCl_2$
d) $SnCl_4$

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos propuestos:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
CCl_4	3,16 – 2,55 = 0,61	covalente
$SbCl_3$	3,16 – 2,05 = 1,11	covalente
$CaCl_2$	3,16 – 1,00 = 2,16	iónico
$SnCl_4$	3,16 – 1,96 = 1,20	covalente

La respuesta correcta es la **c**.

7.26. Dos átomos X e Y tienen las configuraciones electrónicas:

$X \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$ $\qquad$ $Y \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

el compuesto más probable a formar entre ellos será:

a) Iónico, con fórmula X_2Y.

b) Iónico, con fórmula XY_2.

c) Covalente, con fórmula XY_4.

d) Covalente, con fórmula X_2Y_5.

(O.Q.L. Murcia 2007)

▪ De acuerdo con la configuración electrónica propuesta para el elemento X se deduce que se trata del silicio ($Z = 14$), un metaloide que tiene una electronegatividad media, por lo que tiende a ceder o compartir cuatro electrones para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble, muy estable.

▪ De acuerdo con la configuración electrónica propuesta para el elemento Y se deduce que se trata del cloro ($Z = 17$), un no metal que tiene una electronegatividad muy elevada, por lo que tiende a ganar un electrón para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble, muy estable.

Para cumplir con la condición de electroneutralidad se combina un átomo de X con cuatro átomos de Y por lo que la fórmula más probable del compuesto formado por ambos es XY_4 con un enlace predominantemente covalente.

La respuesta correcta es la **c**.

7.27. En el diagrama de la tabla periódica se indican algunos elementos cuyas letras no se corresponden con las de sus símbolos. Con respecto a ellos, indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:

X	Y															J	
															T		
Q				R													

a) Q y J forman el compuesto de mayor carácter iónico.

b) X y J forman el compuesto de mayor carácter iónico.

c) R yT forman el compuesto de mayor carácter covalente.

d) R y J forman el compuesto de mayor carácter covalente.

(O.Q.L. Murcia 2007)

De acuerdo con la situación en la tabla periódica:

- Los elementos X y Q pertenecen al grupo 1: X es Li (litio) y Q es K (potasio).
- El elemento Y pertenece al grupo 2: Y es Be (berilio).
- El elemento R pertenece al grupo 5: R es V (vanadio).
- El elemento T pertenece al grupo 16: T es S (azufre).
- El elemento J pertenece al grupo 17: J es F (flúor).

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos propuestos:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
QJ (KF)	3,98 – 0,82 = 3,16	iónico
XJ (LiF)	3,98 – 0,98 = 3,00	iónico
RJ (VF_5)	3,98 – 1,63 = 2,41	iónico
RT (V_2S_5)	2,58 – 1,63 = 0,95	covalente

El carácter iónico parcial de un enlace depende de la diferencia de electronegatividad existente entre los elementos que se enlazan. Conforme esta diferencia se hace mayor aumenta el carácter iónico parcial del compuesto. El mayor porcentaje de carácter iónico le corresponde al QJ (KF).

La respuesta correcta es la **a**.

7.28. Señale qué compuesto de los propuestos presenta mayor comportamiento iónico:
a) AlF_3
b) CF_4
c) NO
d) RbF

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos propuestos:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
AlF_3	3,98 – 1,61 = 2,37	iónico
CF_4	3,98 – 2,55 = 1,43	covalente
NO	3,44 – 3,04 = 0,40	covalente
RbF	3,98 – 0,79 = 3,19	iónico

Dos los compuestos con enlace iónico el que presenta mayor diferencia de electronegatividad, RbF, es el que tiene mayor porcentaje de carácter iónico.

La respuesta correcta es la **d**.

7.29. Dadas las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos neutros:
$X = 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ $Y = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ $Z = 1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ se puede afirmar:
a) Todos los elementos son muy electronegativos.
b) X forma con Y un compuesto iónico de fórmula YX.
c) Dos átomos de X se unirán entre sí por un enlace covalente doble.
d) X forma con Z un compuesto predominantemente covalente de fórmula XZ.

(O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Murcia 2010) (O.Q.L. País Vasco 2012) (O.Q.L. Málaga 2020)

▪ De acuerdo con la configuración electrónica propuesta para el elemento X se deduce que se trata del oxígeno ($Z = 8$), un no metal que tiene una electronegatividad elevada, por lo que tiende a ganar o compartir dos electrones para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble, muy estable.

▪ De acuerdo con la configuración electrónica propuesta para el elemento Y se deduce que se trata del sodio ($Z = 11$), un metal alcalino que tiene una electronegatividad muy baja, por lo que tiende a ceder un electrón para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble, muy estable.

▪ De acuerdo con la configuración electrónica propuesta para el elemento Z se deduce que se trata del flúor ($Z = 9$), un no metal que tiene una electronegatividad muy elevada, por lo que tiende a ganar un electrón para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble, muy estable.

a-b) Falso. Los elementos X e Y tienen electronegatividades muy distintas, por ello el compuesto formado entre ambos tendrá un marcado carácter iónico. La fórmula de dicho compuesto no será XY ya que el X necesita dos electrones para completar su octeto cuando Y solo puede ceder uno, por tanto, de acuerdo con la condición de electroneutralidad, la fórmula del compuesto formado por ambos debe ser Y_2X.

c) **Verdadero**. Si dos átomos del elemento X (oxígeno) comparten dos electrones cada uno, forman una molécula de X_2 que presenta un enlace covalente doble.

d) Falso. Los elementos X y Z tienen electronegatividades elevadas y muy parecidas, por ello el compuesto formado entre ambos tendrá un marcado carácter covalente. La fórmula de dicho compuesto no será XZ ya que X necesita dos electrones para completar su octeto mientras que Z solo necesita uno, por tanto, la fórmula del compuesto formado por ambos debe ser XZ_2.

La respuesta correcta es la **c**.

7.30. Indique cuál sería el compuesto en el que estaría más acusado el enlace iónico:
a) LiCl
b) $CaBr_2$
c) $TiCl_4$
d) $AsCl_3$

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos propuestos:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
LiCl	3,16 – 0,98 = 2,18	iónico
$CaBr_2$	2,96 – 1,00 = 1,96	covalente-iónico
$TiCl_4$	3,16 – 1,54 = 1,62	covalente
$AsCl_3$	3,16 – 2,18 = 0,98	covalente

La respuesta correcta es la **a**.

7.31. ¿Cuál de los siguientes compuestos tiene enlace iónico?
a) PCl_5
b) NH_3
c) SF_4
d) Na_2O

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos propuestos:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
PCl_5	3,16 – 2,19 = 0,97	covalente
NH_3	3,04 – 2,20 = 0,84	covalente
SF_4	3,98 – 2,55 = 1,43	covalente
Na_2O	3,44 – 093 = 2,51	iónico

La respuesta correcta es la **d**.

7.32. Clasifique entre enlace iónico o covalente las posibles interacciones entre los siguientes elementos: Li y O; O y O; Na y H; H y O.
a) Iónico, iónico, covalente, covalente.
b) Iónico, covalente, iónico, covalente.
c) Iónico, iónico, iónico, covalente.
d) Covalente, iónico, covalente, covalente.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los enlaces propuestos:

Enlace	$\Delta\chi$	Enlace predominante
O—Li	3,44 – 0,98 = 2,46	iónico
O—O	3,44 – 3,44 = 0,00	covalente
H—Na	2,20 – 0,93 = 1,27	iónico-covalente
O—H	3,44 – 2,20 = 1,24	iónico-covalente

Ninguna respuesta es correcta.

7.33. Dadas las configuraciones electrónicas de los siguientes elementos:

A	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
X	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
Y	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
Z	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$

¿Qué pareja de elementos forman un compuesto con relación estequiométrica 1:2?
a) A y X
b) A e Y
c) X e Y
d) Y y Z

(O.Q.L. Valencia 2010)

▪ De acuerdo con la configuración electrónica propuesta para el elemento A se deduce que se trata del oxígeno ($Z = 8$), un no metal que tiene una electronegatividad elevada, por lo que tiende a ganar o compartir dos electrones para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble, muy estable.

▪ De acuerdo con la configuración electrónica propuesta para el elemento X se deduce que se trata del sodio ($Z = 11$), un metal alcalino que tiene una electronegatividad muy baja, por lo que tiende a ceder un electrón para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble, muy estable.

▪ De acuerdo con la configuración electrónica propuesta para el elemento Y se deduce que se trata del magnesio ($Z = 12$), un metal alcalinotérreo que tiene una electronegatividad muy baja, por lo que tiende a ceder dos electrones para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble, muy estable.

▪ De acuerdo con la configuración electrónica propuesta para el elemento Z se deduce que se trata del aluminio ($Z = 13$), un metal que tiene una electronegatividad baja, por lo que tiende a ceder tres electrones para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble, muy estable.

La única combinación posible con estequiometría 1:2 en la que se cumple la condición de electroneutralidad se produce entre un átomo del elemento A (gana dos electrones) y dos átomos del elemento X (ceden un electrón cada uno de ellos) para formar un compuesto X_2A con enlace predominantemente iónico.

La respuesta correcta es la **a**.

7.34. Cuando se habla de oxígeno y ozono se puede decir que son:
a) Isómeros
b) Isótopos
c) Alótropos
d) Isógonos
e) Enatiómeros
f) Mesómeros

(O.Q.L. Murcia 2010) (O.Q.N. Alcalá 2016)

Los átomos de oxígeno se pueden unir entre sí mediante un enlace covalente no polar y formar oxígeno molecular (O_2) y ozono (O_3) que son formas alotrópicas del elemento oxígeno en la naturaleza.

La respuesta correcta es la **c**.

7.35. De los compuestos siguientes ¿cuál es de esperar que sea iónico?
a) CO_2
b) NH_3
c) CH_4
d) Na_2O

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos propuestos:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
CO_2	3,44 – 2,55 = 0,89	covalente
NH_3	3,04 – 2,20 = 0,84	covalente
CH_4	2,55 – 2,20 = 0,35	covalente
Na_2O	3,44 – 0,93 = 2,51	iónico

La respuesta correcta es la **d**.

7.36. ¿Cuál de las siguientes fórmulas se refiere a una sustancia molecular?
a) CaO
b) CO
c) Li_2O
d) Al_2O_3

(O.Q.L. Murcia 2010)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos propuestos:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
CaO	3,44 – 1,00 = 2,44	iónico
CO	3,44 – 2,55 = 0,89	covalente
Li_2O	3,44 – 0,98 = 2,46	iónico
Al_2O_3	3,44 – 1,61 = 1,83	iónico-covalente

CO es una sustancia con enlace predominantemente covalente, por lo que se trata de una sustancia molecular.

La respuesta correcta es la **b**.

7.37. Alótropos de carbono son:
a) El grafito y el cuarzo.
b) El cuarzo y el diamante.
c) El grafito y el diamante.
d) El cuarzo y la hulla.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

Los átomos de carbono se pueden unir entre sí mediante un enlace covalente no polar y formar grafito (C) y diamante (C) que son formas alotrópicas del elemento carbono en la naturaleza.

La respuesta correcta es la **c**.

7.38. Un elemento A tiene dos electrones en su última capa, y otro elemento B presenta en su capa de valencia la configuración $3s^2\ 3p^5$. Si estos elementos se combinan entre sí, la posible fórmula del compuesto que originan será:
a) AB
b) A_2B
c) AB_2
d) A_7B_2

(O.Q.L. Murcia 2011) (O.Q.L. Asturias 2013)

▪ El elemento A tiene una configuración electrónica externa ns^2, por lo que se trata de un metal alcalinotérreo que tiene una electronegatividad muy baja y tiende a ceder dos electrones para conseguir una configuración electrónica de gas noble, muy estable.

▪ El elemento B tiene una configuración electrónica abreviada [Ne] $3s^2\ 3p^5$, por lo que se trata del cloro, un halógeno que tiene una electronegatividad muy elevada y tiende a captar un electrón para conseguir llenar su capa de valencia y adquirir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

De acuerdo con la condición de electroneutralidad, se combinan un átomo del elemento A (cede dos electrones) y dos átomos del elemento B (captan un electrón cada uno de ellos) para formar un compuesto de fórmula AB_2 con enlace predominantemente iónico.

La respuesta correcta es la **c**.

7.39. Para la serie de compuestos: bromuro de magnesio, bromuro de aluminio, bromuro de silicio y bromuro de fósforo, el carácter iónico de los enlaces entre el bromo y el otro elemento disminuye según la secuencia:
a) $MgBr_2 > AlBr_3 > SiBr_4 > PBr_3$
b) $AlBr_3 > SiBr_4 > PBr_3 > MgBr_2$
c) $MgBr_2 > SiBr_4 > PBr_3 > AlBr_3$
d) $AlBr_3 > MgBr_2 > SiBr_4 > PBr_3$

(O.Q.L. Asturias 2011)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos propuestos:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
$MgBr_2$	2,96 – 1,31 = 1,65	covalente-iónico
$AlBr_3$	2,96 – 1,61 = 1,35	covalente
$SiBr_4$	2,96 – 1,90 = 1,06	covalente
PBr_3	2,96 – 2,19 = 0,77	covalente

La secuencia correcta para el carácter iónico decreciente es:

$$MgBr_2 > AlBr_3 > SiBr_4 > PBr_3$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.40. Los elementos A y B cuyos números atómicos son 8 y 11 forman el compuesto BA_2 que se trata de un sólido:
a) Covalente
b) Iónico
c) Molecular
d) Metálico

(O.Q.L. Murcia 2012)

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento A ($Z = 8$) es [He] $2s^2\ 2p^4$ y se trata del oxígeno, un no metal que posee alta electronegatividad, por lo que tiene una elevada tendencia a captar dos electrones y formar el ion O^{2-} que tiene configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento B ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$ y se trata del sodio, un metal alcalino que posee muy baja electronegatividad, por lo que tiene una elevada tendencia a ceder un electrón y formar el ion Na^+ que tiene configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

De acuerdo con la condición de electroneutralidad, se combinan dos átomos del elemento B (ceden un electrón cada uno de ellos) y un átomo del elemento A (capta dos electrones) para formar un compuesto de fórmula B_2A con enlace predominantemente iónico.

La respuesta correcta es la **b**.

7.41. ¿Cuál de los siguientes pares de elementos no formará un enlace iónico?
a) Cesio y flúor
b) Calcio y oxígeno
c) Litio y cloro
d) Oxígeno e hidrógeno

(O.Q.L. País Vasco 2012)

Un compuesto se considera que tiene enlace iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es mayor que 2,0. Aplicando este criterio a los elementos propuestos:

Elementos	$\Delta\chi$	Enlace predominante
F – Cs	3,98 – 0,79 = 2,19	iónico
O – Ca	3,44 – 1,00 = 2,44	iónico
Cl – Li	3,16 – 0,98 = 2,18	iónico
O – H	3,44 – 2,20 = 1,24	covalente polar

La respuesta correcta es la **d**.

7.42. ¿Cuál de los siguientes compuestos es predominantemente iónico?
a) CaO
b) Cl_2O
c) SO_2
d) BF_3

(O.Q.L. Extremadura 2013)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos propuestos:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
CaO	3,44 – 1,00 = 2,44	iónico
Cl_2O	3,44 – 3,16 = 0,28	covalente
SO_2	3,44 – 2,58 = 0,86	covalente
BF_3	3,98 – 2,04 = 1,95	covalente

La respuesta correcta es la **a**.

7.43. ¿Cuál de los siguientes grupos contiene solo compuestos que no son iónicos (moleculares)?
a) HCN, NO_2, $Ca(NO_3)_2$
b) CCl_4, SF_4, KOH
c) HCN, PCl_5, LiBr
d) NH_3, H_2S, CH_2O
e) NH_3, NCl_3, $NaNH_2$

(O.Q.L. Valencia 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

Los compuestos $Ca(NO_3)_2$, KOH, LiBr y $NaNH_2$ contienen metales alcalinos o alcalinotérreos, elementos con muy baja electronegatividad, que tienen una elevada tendencia a ceder electrones. Estos compuestos forman redes cristalinas iónicas sólidas a temperatura ambiente.

El único grupo formado por compuestos que tienen enlace predominantemente covalente es el propuesto en el apartado d), NH_3, H_2S, CH_2O, que son especies moleculares.

La respuesta correcta es la **d**.

7.44. Señale el compuesto iónico binario:
a) ClO_2
b) $BaSO_4$
c) CS_2
d) Na_2S

(O.Q.L. Murcia 2013)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos propuestos descartando el $BaSO_4$ por ser un compuesto ternario:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
ClO_2	3,44 – 3,16 = 0,28	covalente
CS_2	2,58 – 2,55 = 0,03	covalente
Na_2S	2,55 – 0,93 = 1,62	covalente-iónico

La respuesta correcta es la **d**.

7.45. ¿Cuál de los siguientes compuestos tiene mayor carácter iónico?
a) BF
b) Na_2SO_4
c) SO_2
d) HBr

(O.Q.L. La Rioja 2014)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos SO_2 y HBr:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
SO_2	3,44 – 2,58 = 0,86	covalente
HBr	2,96 – 2,20 = 0,76	covalente

▪ El compuesto Na_2SO_4 contiene el elemento sodio, un metal alcalino con elevada tendencia a ceder electrones. Forma una red cristalina iónica sólida a temperatura ambiente. Esta sustancia tiene un elevado porcentaje de enlace iónico.

▪ La especie BF no puede ser un compuesto estable, su fórmula debería ser BF_3.

La respuesta correcta es la **b**.

7.46. Los enlaces Si–O en la red de SiO_2 son del tipo:
a) Covalente coordinado
b) Iónico
c) Covalente no polar
d) Covalente polar

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014)

El enlace existente entre los átomos de Si y O es un enlace del tipo covalente polar, ya que se trata de elementos no metálicos cuya diferencia de electronegatividad no es demasiado grande, por lo que tienden a compartir electrones.

La respuesta correcta es la **d**.

7.47. En relación al tipo de enlace de las sustancias: KCl, Cl_2, Na y NH_3, es cierto que:
a) Todas presentan enlace covalente menos el Na que tiene enlace metálico.
b) Todas presentan enlace iónico menos el NH_3 que es covalente.
c) Todos son compuestos covalentes menos el KCl que es iónico.
d) Cl_2 y NH_3 presentan enlace covalente.

(O.Q.L. Murcia 2014)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0; en caso contrario, se considera covalente. Aplicando este criterio a las sustancias propuestas

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
KCl	3,16 – 0,82 = 2,34	iónico
Cl_2	3,16 – 3,16 = 0,00	covalente
NH_3	3,04 – 2,20 = 0,84	covalente

Na es un metal alcalino y forma una red cristalina sólida a temperatura ambiente.

La respuesta correcta es la **d**.

7.48. Si se presenta por X un elemento de número atómico 11 y por Y al de número atómico 16, el compuesto formado por ambos será:
a) X_2Y y de naturaleza iónica.
b) XY_2 y de naturaleza iónica.
c) XY_2 y de naturaleza covalente.
c) X_2Y y de naturaleza covalente.

(O.Q.L. Murcia 2014)

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento X ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$ y se trata del sodio, un metal alcalino que posee muy baja electronegatividad, por lo que tiene una elevada tendencia a ceder un electrón y formar el ion Na^+ que tiene configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento Y ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$ y se trata del azufre, un no metal que posee electronegatividad intermedia, por lo que tiene una tendencia a captar dos electrones y formar el ion S^{2-} que tiene configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

De acuerdo con la condición de electroneutralidad, se combinan dos átomos del elemento X (ceden un electrón cada uno de ellos) y un átomo del elemento Y (capta dos electrones) para formar un compuesto de fórmula X_2Y con enlace predominantemente iónico.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 2006 y Murcia 2012).

7.49. ¿Cuál de los siguientes compuestos es iónico?
a) NF_3
b) NaBr
c) CCl_4
d) ICl

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos propuestos:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
NF_3	3,98 – 3,04 = 0,94	covalente
NaBr	2,96 – 0,93 = 2,03	iónico
CCl_4	3,16 – 2,55 = 0,61	covalente
ICl	3,16 – 2,66 = 0,50	covalente

La respuesta correcta es la **b**.

7.50. La molécula HF (fluoruro de hidrógeno):
a) Tiene enlace covalente apolar.
b) Tiene enlace covalente polar.
c) Tiene enlace iónico.
d) No tiene momento dipolar.

(O.Q.L. Extremadura 2014)

El flúor y el hidrógeno poseen un elevado valor de la electronegatividad, χ (F) = 3,98 y χ (H) = 2,20, y la única forma de que los átomos de ambos elementos completen su última capa es compartiendo un electrón cada uno y formando un enlace covalente simple.

La diferencia de electronegatividad entre ambos elementos hace que el enlace y la molécula sean polares ($\boldsymbol{\mu}$ = 1,82 D), por lo que se trata de un enlace covalente polar.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996 y otras).

7.51. Indique cuál es el orden correcto de carácter iónico para la siguiente serie de especies:
a) $SCl_2 < SiCl_4 < GaCl_3 < PCl_3$
b) $SCl_2 < PCl_3 < SiCl_4 < GaCl_3$
c) $SCl_2 < SiCl_4 < PCl_3 < GaCl_3$
d) $PCl_3 < SCl_2 < SiCl_4 < GaCl_3$

(O.Q.L. La Rioja 2015)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos propuestos:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
$GaCl_3$	3,16 – 1,81 = 1,37	covalente
$SiCl_4$	3,16 – 1,90 = 1,26	covalente
PCl_3	3,16 – 2,19 = 0,97	covalente
SCl_2	3,16 – 2,58 = 0,58	covalente

La secuencia correcta para el carácter iónico creciente de las especies propuestas atendiendo su diferencia de electronegatividad es:

$$SCl_2 < PCl_3 < SiCl_4 < GaCl_3$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.52. De los siguientes, señale el grupo donde todas las especies son de naturaleza covalente:
a) BCl_3, $SiCl_4$, PCl_3
b) NH_4Br, N_2H_4, HBr
c) I_2, H_2S, NaI
d) Al, O_3, As_4

(O.Q.L. La Rioja 2015) (O.Q.L. Murcia 2019)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0; en caso contrario, se considera covalente. Aplicando este criterio a los compuestos del grupo a):

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
BCl_3	3,16 – 2,04 = 1,12	covalente
$SiCl_4$	3,16 – 1,90 = 1,26	covalente
PCl_3	3,16 – 2,19 = 0,97	covalente

▪ Estos compuestos tienen enlace predominantemente covalente.

▪ Las especies NH_4Br (grupo b) y NaI (grupo c) contienen el ion amonio o un metal alcalino que tienen una elevada tendencia a ceder electrones. Forman redes cristalinas iónicas sólidas a temperatura ambiente. Estas sustancias tienen un elevado porcentaje de enlace iónico.

▪ El aluminio (grupo d) presenta enlace metálico.

La respuesta correcta es la **a**.

7.53. El momento dipolar del HBr es 0,79 D y la distancia de enlace Br–H es 1,40 Å. ¿Cuál es el porcentaje de carácter iónico del enlace Br–H?
a) 17,6 %
b) 11,7 %
c) 41,3 %
d) 4,9 %
(Datos. 1 D = $3{,}33\cdot10^{-30}$ C m; carga del electrón = $1{,}602\cdot10^{-19}$ C).

(O.Q.L. Castilla y León 2015)

El momento dipolar de un enlace se calcula de acuerdo con la expresión:

$$\mu = Q\ d$$

donde μ es el momento dipolar, Q la carga eléctrica desplazada y d la distancia de enlace.

La carga desplazada en este enlace es:

$$Q = \frac{0{,}79\ \text{D}}{1{,}40\ \text{Å}} \cdot \frac{3{,}33\cdot10^{-30}\ \text{C m}}{1\ \text{D}} \cdot \frac{10^{-10}\ \text{m}}{1\ \text{Å}} = 1{,}879\cdot10^{-20}\ \text{C}$$

El porcentaje de carácter iónico de un enlace viene dado por la expresión:

$$\%\ \text{carácter iónico} = \frac{Q}{e} \cdot 100$$

Para esta molécula se tiene un porcentaje de carácter iónico:

$$\text{carácter iónico} = \frac{1{,}879\cdot10^{-20}\ \text{C}}{1{,}602\cdot10^{-19}\ \text{C}} \cdot 100 = 11{,}7\ \%$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.54. Respecto a los elementos A (Z= 12) y D (Z= 16):
1. El volumen atómico de A es menor que el de D.
2. D forma fácilmente iones negativos.
3. D podría presentar la configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1\ 3p^5$.
4. Se unen formando un compuesto de fórmula AD.
Son ciertas las afirmaciones:
a) 1 y 2
b) 2 y 3
c) 2, 3 y 4
d) Todas

(O.Q.L. Asturias 2015)

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento A ($Z = 12$) es [Ne] $3s^2$ y se trata del magnesio, un metal alcalinotérreo que posee muy baja electronegatividad, por lo que tiene una elevada tendencia a ceder dos electrones y formar el ion Mg^{2+} que tiene configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento D ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$ y se trata del azufre, un no metal que posee electronegatividad intermedia, por lo que tiene una tendencia a captar dos electrones y formar el ion S^{2-} que tiene configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

1. Falso. Se trata de dos elementos del mismo periodo y, en el mismo, el volumen disminuye conforme aumenta el número atómico, Z.

2. **Verdadero**. Según se ha justificado anteriormente.

3. **Verdadero**. D podría presentar la configuración electrónica [Ne] $3s^1\ 3p^5$ si se tratase de un estado excitado.

4. **Verdadero**. De acuerdo con la condición de electroneutralidad, se combinan un átomo del elemento A (cede dos electrones) y un átomo del elemento D (capta dos electrones) para formar un compuesto de fórmula AD con enlace predominantemente iónico.

La respuesta correcta es la **c**.

7.55. ¿Qué especie tiene solo enlace covalente?
a) LiH
b) H_2SO_4
c) NH_4NO_3
d) $K_2Cr_2O_7$

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

▪ La especie LiH es una es un hidruro alcalino formado por dos elementos electronegatividades muy diferentes. Tiene enlace predominantemente iónico.

▪ Las especies NH_4NO_3 y $K_2Cr_2O_7$ son oxosales que tienen enlace predominantemente iónico.

▪ La especie H_2SO_4 formada por elementos no metálicos tiene enlace predominantemente covalente.

La respuesta correcta es la **b**.

7.56. ¿Cuál de estas cuatro secuencias no contiene especies iónicas?
a) OF_2, NH_4Cl, H_2S
b) CO_2, Cl_2, CCl_4
c) BF_3, AlF_3, TlF_3
d) CH_3Cl, CaO, I_2

(O.Q.N. Alcalá 2016)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0; en caso contrario, se considera covalente. Aplicando este criterio a los compuestos del grupo a):

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
CO_2	3,44 – 2,55 = 0,89	covalente
Cl_2	3,16 – 3,16 = 0,00	covalente
CCl_4	3,16 – 2,55 = 0,61	covalente

▪ Estos compuestos tienen enlace predominantemente covalente.

▪ Las especies NH_4Cl (grupo a), AlF_3 y TlF_3 (grupo c) y CaO (grupo d) contienen el ion amonio o metales que tienen una elevada tendencia a ceder electrones. Forman redes cristalinas iónicas sólidas a temperatura ambiente. Estas sustancias tienen un elevado porcentaje de enlace iónico.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2013).

7.57. ¿Qué par de átomos formarán el enlace más iónico?
a) Al y As
b) Al y N
c) Al y Se
d) Al y O

(O.Q.L. Valencia 2016)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a las parejas de elementos propuestas:

Elementos	$\Delta\chi$	Enlace predominante
As – Al	2,18 – 1,61 = 0,57	covalente
N – Al	3,04 – 1,61 = 1,43	covalente
Se – Al	2,55 – 1,61 = 0,94	covalente
O – Al	3,44 – 1,61 = 1,83	iónico-covalente

La respuesta correcta es la **d**.

7.58. ¿Qué combinación de átomos, entre las siguientes, puede generar un enlace covalente polar?
a) H y H
b) H y O
c) Cl y Cl
d) Cs y Cl
e) Cs y Cs

(O.Q.L. País Vasco 2016)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente covalente polar si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos no metálicos que lo forman es superior a 1,0 e inferior a 2,0. Aplicando este criterio a las parejas de elementos propuestas:

Elementos	$\Delta\chi$	Enlace predominante
O – H	3,44 – 2,20 = 1,24	covalente polar
Cs – Cl	3,16 – 0,79 = 2,37	iónico
Cl – Cl	3,16 – 3,16 = 0,00	covalente no polar
H – H	2,20 – 2,20 = 0,00	covalente no polar

Cs es un metal alcalino y forma una red cristalina sólida a temperatura ambiente.

La respuesta correcta es la **b**.

7.59. Los elementos A, B, C y D se encuentran en el tercer periodo y tienen 1, 3, 5 y 7 electrones de valencia, respectivamente. ¿Cuáles serán las fórmulas de los compuestos que forme D con A, B y C?
a) DA, D_3B y D_5C
b) AD, B_3D y C_5D
c) AD, BD_3 y CD_5
d) DA, DB_3 y DC_5

(O.Q.L. La Rioja 2017)

▪ El elemento A es un elemento del 3er periodo que tiene 1 electrón de valencia, por lo que le corresponde la configuración electrónica abreviada [Ne] $3s^1$ y se trata del sodio, un metal alcalino que posee baja electronegatividad, por lo que tiene una elevada tendencia a ceder un electrón y formar el ion Na^+ con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

▪ Al elemento B es un elemento del 3er periodo que tiene 3 electrones de valencia, por lo que le corresponde la configuración electrónica abreviada [Ne] $3s^2\ 3p^1$ y se trata del aluminio, un metal que posee baja electronegatividad, por lo que tiene una elevada tendencia ceder tres electrones formar el ion Al^{3+} con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

▪ Al elemento C es un elemento del 3er periodo que tiene 5 electrones de valencia, por lo que le corresponde la configuración electrónica abreviada [Ne] $3s^2\ 3p^3$ y se trata del fósforo, un no metal que posee elevada electronegatividad, por lo que tiene una elevada tendencia a compartir cinco electrones para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

▪ Al elemento D es un elemento del 3er periodo que tiene 7 electrones de valencia. Le corresponde la configuración electrónica abreviada [He] $3s^2\ 3p^5$ y se trata del cloro, un no metal halógeno que posee

elevada electronegatividad, por lo que tiene una elevada tendencia a captar un electrón y formar el ion Cl^- con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

De acuerdo con la condición de electroneutralidad se combinan:

- un átomo del elemento A (cede un electrón) y un átomo del elemento D (capta un electrón) para formar un compuesto de fórmula AD con enlace predominantemente iónico.
- un átomo del elemento B (cede tres electrones) y tres átomos del elemento D (capta un electrón) para formar un compuesto de fórmula BD_3 con enlace parcialmente iónico.
- un átomo del elemento C (comparte cinco electrones) y un átomo del elemento D (capta un electrón) para formar un compuesto de fórmula CD_5 con enlace predominantemente covalente.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 1999).

7.60. De las siguientes parejas de átomos, ¿cuáles pueden formar enlaces covalentes polares entre sí?
a) N y N
b) F y C
c) Cl y Cl
d) Na y I
e) Fe y N

(O.Q.L. País Vasco 2017)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente covalente polar si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos no metálicos que lo forman es superior a 1,0 e inferior a 2,0. Aplicando este criterio a las parejas de elementos propuestas:

Elementos	$\Delta\chi$	Enlace predominante
N – N	3,04 – 3,04 = 0,00	covalente no polar
F – C	3,98 – 2,55 = 1,43	covalente polar
Cl – Cl	3,16 – 3,16 = 0,00	covalente no polar
Na – I	2,66 – 0,93 = 1,73	covalente - iónico
Fe – N	3,04 – 1,83 = 1,21	covalente - iónico

La respuesta correcta es la **b**.

7.61. De las siguientes series de sustancias ¿cuál no contiene sustancias iónicas?
a) $SiCl_4$, CsCl, W, CO_2
b) NH_3, CO, MgF_2, H_2S
c) $SiCl_4$, W, CF_4, CH_3COOH
d) H_2O, NH_3, $NaNO_3$, PH_3

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0.

- Las especies CsCl, MgF_2 y $NaNO_3$ contienen metales alcalinos que presentan muy baja electronegatividad y que tienen una elevada tendencia a ceder electrones, por lo que forman redes cristalinas iónicas sólidas a temperatura ambiente. Estas sustancias tienen un elevado porcentaje de enlace iónico.

- El único grupo formado por sustancias que no incluye una sustancia con enlace predominantemente iónico es el propuesto en el apartado c), que incluye sustancias con enlace predominantemente covalente como $SiCl_4$, CF_4, y CH_3COOH (que presentan una pequeña $\Delta\chi$ entre sus átomos) y W que presenta enlace metálico.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2013 y Alcalá 2016).

7.62. Dadas los átomos X, Y y Z con las siguientes configuraciones electrónicas:

$$X = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2 \qquad Y = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5 \qquad Z = 1s^2\ 2s^2\ 2p^5\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$$

se puede afirmar:

a) Los elementos X e Y formarán un compuesto covalente.

b) Dos átomos del elemento X se unirán entre sí para formar una molécula diatómica con un enlace covalente simple.

c) Los átomos Y y Z formarán un compuesto iónico de fórmula empírica YZ.

d) Los átomos X e Y formarán un compuesto iónico de fórmula empírica XY_2.

e) Los átomos X y Z formarán un compuesto iónico de fórmula empírica X_3Z.

(O.Q.L. Jaén 2018)

▪ De acuerdo con la configuración electrónica propuesta para el elemento X se deduce que se trata del magnesio ($Z = 12$), un metal alcalinotérreo que tiene una electronegatividad muy baja, por lo que tiende a ceder un electrón y formar el ion Mg^{2+} con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

▪ De acuerdo con la configuración electrónica propuesta para el elemento Y se deduce que se trata del cloro ($Z = 17$), un no metal halógeno que tiene una electronegatividad muy elevada, por lo que tiende a ganar un electrón y formar el ion Cl^- con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

▪ De acuerdo con la configuración electrónica propuesta para el elemento Z se deduce que se trata del aluminio ($Z = 13$), un metal que tiene una electronegatividad baja, por lo que tiende a ceder tres electrones y formar el ion Al^{3+} con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

a) Falso. Los elementos X e Y tienen electronegatividades muy distintas, por lo que el compuesto formado entre ambos tendrá un marcado carácter iónico.

b) Falso. El elemento X es un metal por lo que no puede formar moléculas diatómicas con enlace covalente entre sus átomos.

c) Falso. El elemento Y se combina con el elemento Z para formar un compuesto con enlace predominantemente iónico cuya fórmula de acuerdo con la condición de electroneutralidad es ZY_3.

d) **Verdadero**. El elemento X se combina con el elemento Y formar un compuesto con enlace predominantemente iónico cuya fórmula según la condición de electroneutralidad es XY_2.

e) Falso. Como X e Z son elementos metálicos que no forman ningún tipo de enlace entre ellos.

La respuesta correcta es la **d**.

7.63. Ordene los siguientes compuestos (BF_3, CF_4, KF) según su carácter iónico:

a) KF (más iónico) > BF_3 > CF_4 (más covalente)

b) CF_4 (más iónico) > BF_3 > KF (más covalente)

c) KF (más iónico) > CF_4 > BF_3 (más covalente)

d) BF_3 (más iónico) > KF > CF_4 (más covalente)

(O.Q.L. Murcia 2018)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos propuestos:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
KF	3,98 – 0,82 = 3,16	iónico
BF_3	3,98 – 2,04 = 1,94	covalente-iónico
CF_4	3,98 – 2,55 = 1,43	covalente

La secuencia correcta es:

KF (más iónico) > BF_3 > CF_4 (más covalente)

La respuesta correcta es la **a**.

7.64. Dadas las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos e iones se puede afirmar que:

$X = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$ $Y^+ = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ $Z^- = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

a) Los átomos de Z e Y, normalmente, no se unirán consigo mismo o con otros átomos al tener una estructura de gas noble.

b) X forma con Y un compuesto iónico de fórmula XY_2.

c) Todos los elementos neutros son muy electronegativos.

d) X forma con Z un compuesto predominantemente iónico de fórmula XZ_2.

(O.Q.L. Asturias 2018)

a) Falso. Eliminando las correspondientes cargas, las configuraciones electrónicas de Y y de Z son, respectivamente, $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ y $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$, diferentes de la de un gas noble y que corresponden a los elementos sodio ($Z = 11$) y flúor ($Z = 9$).

b-c) Falso. Sobre los elementos X e Y se puede afirmar que:

- De acuerdo con la configuración electrónica propuesta para X se trata del magnesio ($Z = 12$), un elemento que presenta muy baja electronegatividad y tiende a ceder dos electrones para formar el ion Mg^{2+} y adquirir configuración electrónica de gas noble, muy estable.
- Y (sodio) también presenta muy baja electronegatividad y tiende a ceder un electrón para formar el ion Y^+ y adquirir configuración electrónica de gas noble, muy estable.

por tanto, no se unirán entre sí mediante un enlace iónico ya que se trata de dos elementos metálicos.

d) **Verdadero**. Z presenta muy alta electronegatividad y tiende captar un electrón para formar el ion Z^- y adquirir configuración electrónica de gas noble, muy estable, por lo que puede formar con X, que tiende a formar el ion X^{2+}, un compuesto con enlace predominantemente iónico cuya fórmula de acuerdo con la condición de electroneutralidad es XZ_2.

La respuesta correcta es la **d**.

7.65. Un elemento X tiene la configuración electrónica [Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^2$. La fórmula más probable para el fluoruro de X es:

a) XF_2

b) XF_4

c) XF

d) XF_6

(O.Q.L. Valencia 2019)

De acuerdo con la configuración electrónica propuesta para X se trata del estaño ($Z = 50$), un elemento metálico que presenta electronegatividad intermedia y tiende a ceder dos o cuatro electrones para formar los iones Sn^{2+} o Sn^{4+} y adquirir una configuración electrónica más estable.

Al combinarse con el flúor, elemento que tiene la máxima electronegatividad, tiene tendencia a ceder los cuatro electrones de valencia electrones. Por este motivo, el compuesto formado por ambos elementos tiene carácter parcialmente iónico y, para cumplir con la condición de electroneutralidad, se combina un átomo de X (cede cuatro electrones) con cuatro átomos de flúor (capta un electrón) por lo que la fórmula más probable del compuesto formado por ambos es XF_4.

La respuesta correcta es la **b**.

7.66. ¿Cuál de las siguientes sustancias químicas representa un ejemplo de enlace covalente?

a) Cloruro de sodio

b) Dihidrógeno

c) Hierro

d) Helio

e) Fluoruro de hidrógeno

(O.Q.L. Murcia 2019)

El enlace covalente se produce entre elementos con valores de electronegatividad altos y similares. De acuerdo con esto, de las sustancias químicas propuestas, solo dihidrógeno y fluoruro de hidrógeno presentan este tipo de enlace.

Las respuestas correctas son **b** y **e**.

7.67. Para las moléculas: F_2, HCl, CsF, H_2S y BH_3, indique cuál es el orden correcto de su carácter iónico:
a) $HCl < F_2 < CsF < H_2S < BH_3$
b) $F_2 < BH_3 < H_2S < HCl < CsF$
c) $F_2 < BH_3 < HCl < H_2S < CsF$
d) $CsF > HCl > H_2S > BH_3 > F_2$

(O.Q.L. La Rioja 2020)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos propuestos:

Sustancia	$\Delta\chi$	Enlace predominante
F_2	3,98 – 3,98 = 0,00	covalente
BH_3	2,20 – 2,04 = 0,16	covalente
H_2S	2,58 – 2,20 = 0,38	covalente
HCl	3,16 – 2,20 = 0,96	covalente
CsF	3,98 – 0,79 = 3,19	iónico

La secuencia correcta para el carácter iónico creciente de las especies propuestas atendiendo su diferencia de electronegatividad es:

$$F_2 < BH_3 < H_2S < HCl < CsF$$

La respuesta correcta es la **b**.

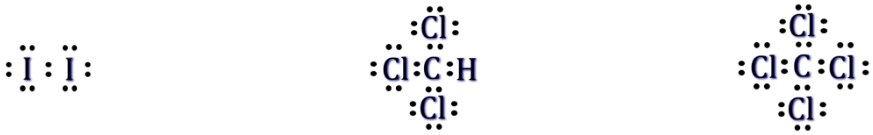
IV. FUERZAS INTERMOLECULARES: LÍQUIDOS Y SÓLIDOS

1. FUERZAS DE VAN DER WAALS: DISPERSIÓN DE LONDON Y DIPOLO-DIPOLO

1.1. Señale la proposición correcta:
a) El I_2 es soluble en cloroformo, Cl_3CH, puesto que ambas moléculas son apolares.
b) El agua disuelve a los compuestos iónicos por lo que esta sustancia es un compuesto iónico.
c) El metano tiene un punto de fusión elevado ya que se forman enlaces de hidrógeno entre sus moléculas.
d) El agua y el mercurio son los únicos elementos químicos que existen en estado líquido en la corteza terrestre.
e) El potasio metálico es un fuerte reductor.
f) El mercurio conduce la corriente eléctrica porque es un líquido.
g) El I_2 es soluble en tetracloruro de carbono, CCl_4, puesto que ambas moléculas son apolares.

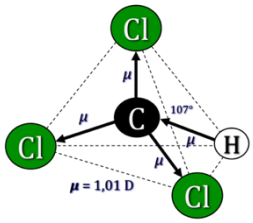
(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Sevilla 2006) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

Las estructuras de Lewis de las moléculas de diyodo, cloroformo y tetracloruro de carbono son:



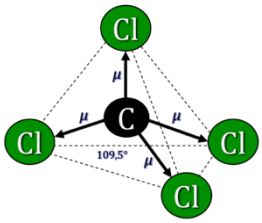
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el I_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos y, como ambos son idénticos, no existe ningún dipolo y la molécula es no polar.

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $CHCl_3$ es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Al ser el cloro (χ = 3,16) y el carbono (χ = 2,55) más electronegativos que el hidrógeno (χ = 2,20), los enlaces son polares, y, con esta geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu}$ = 1,01 D) y la molécula es polar.

▪ De acuerdo con la notación del modelo RPECV el CCl_4 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Al ser el cloro (χ = 3,16) más electronegativo que el carbono (χ = 2,55), los enlaces son polares, y, con esta geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

a) Falso. La solubilidad se debe a la formación de enlaces intermoleculares del tipo dipolo – dipolo inducido entre ambas moléculas.

b) Falso. El agua no es un compuesto iónico, es covalente molecular. El motivo por el que es un excelente disolvente de compuestos iónicos se debe a que las fuerzas de atracción regidas por la ley de Coulomb (1785), que mantienen unidos a los iones que forman la red cristalina y que se debilitan mucho al disolver el compuesto, debido a que la constante dieléctrica del agua tiene un valor elevado (ε = 80 ε_0).

c) Falso. El metano no forma enlaces de hidrógeno, ya para que se forme este tipo de enlace, el átomo de hidrógeno debe estar unido a un átomo muy electronegativo y el carbono no lo es.

d) Falso. El agua no es un elemento es un compuesto.

e) **Verdadero**. El potasio es un excelente reductor, ya que tiene una marcada tendencia para ceder su electrón más externo y adquirir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

f) Falso. El mercurio conduce la corriente eléctrica porque tiene enlace metálico.

g) **Verdadero**. La disolución del I_2 en CCl_4, sustancias ambas no polares, se explica mediante la formación entre ellas de enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London.

Las respuestas correctas son **e-g**.

1.2. El aumento progresivo de los puntos de fusión del cloro (–103 °C), bromo (–7 °C) y yodo (114 °C) puede explicarse porque:
a) Las fuerzas de van der Waals se hacen más fuertes a medida que aumenta la masa molecular.
b) El cloro y bromo forman sólidos moleculares, mientras que el yodo da origen a un sólido atómico.
c) El cloro forma un sólido molecular, el bromo un sólido atómico y el yodo un sólido metálico.
d) Los tres sólidos son moleculares, pero, a diferencia de los otros, en el yodo actúan fuerzas de tipo dipolo-dipolo.
e) La electronegatividad disminuye del cloro al yodo.

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013) (O.Q.L. Cádiz 2018)

Las moléculas de los halógenos no presentan momento dipolar permanente debido a que al ser ambos átomos idénticos no se forma ningún dipolo. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles entre ellas son las de van der Waals conocidas como fuerzas de dispersión de London, que son más intensas en las especies con gran volumen atómico y elevada masa molecular, factores que hacen estas sustancias sean más polarizables. Por este motivo, los puntos de fusión son mínimos en el cloro y máximos en el yodo.

Consultando la bibliografía:

Sustancia	Distancia de enlace / pm	M / g mol^{-1}	Estado
Cl_2	199	71	gaseoso
Br_2	229	160	líquido
I_2	267	254	sólido

La respuesta correcta es la **a**.

1.3. Una sustancia pura se hace pasar en las condiciones ambientales del laboratorio del estado de:
Gas → Líquido → Sólido
¿Qué efecto tendrán estos cambios sobre las partículas del cuerpo?
a) En el estado sólido están más frías.
b) En el estado líquido son más pesadas que en el estado gaseoso.
c) Su tamaño aumentará progresivamente con el cambio de estado.
d) Se reducirán sus distancias relativas.

(O.Q.L. Asturias 1999)

Al pasar desde un estado de agregación más desordenado, como el gaseoso, hasta uno más ordenado, como el sólido, se establecen fuerzas intermoleculares entre las partículas, con lo que se reducen las distancias que existen entre ellas.

La respuesta correcta es la **d**.

1.4. Las denominadas "Fuerzas de van der Waals":
a) Explican la interacción entre iones.
b) Describen la atracción del núcleo sobre los electrones deslocalizados.
c) Miden las acciones mutuas entre las partículas nucleares.
d) Justifican que el yodo sea un sólido a 0 °C, mientras que el cloro es un gas a la misma temperatura.

(O.Q.L. Murcia 2000)

Las fuerzas intermoleculares de van der Waals conocidas como fuerzas de dispersión de London, son las únicas existentes entre las moléculas de los halógenos que no presentan momento dipolar permanente debido a que ambos átomos son idénticos.

La intensidad de estas fuerzas aumenta con el volumen atómico y la masa molecular, factores que hacen que las sustancias sean más polarizables. Por este motivo, a la temperatura de 0 °C, el cloro, Cl_2, ($d = 199$ pm) es un gas, mientras que, el yodo, I_2, ($d = 266$ pm) es un sólido molecular.

La respuesta correcta es la **d**.

1.5. El hecho de que el cloruro de hidrógeno gaseoso se disuelva bien tanto en disolventes polares como en algunos no polares debe achacarse a que:
a) La unión entre los átomos de ambos elementos es covalente polar.
b) Existe entre las moléculas enlace por puente de hidrógeno.
c) Aparecen uniones por fuerzas de van der Waals entre las moléculas.
d) Es una molécula resonante.

(O.Q.L. Murcia 2001)

La molécula de HCl presenta enlace covalente polar, ya que los elementos que la integran presentan diferente electronegatividad.

Esta polaridad es la responsable que se pueda disolver en disolventes polares, como H_2O, por formación de enlaces intermoleculares del tipo dipolo–dipolo y, en disolventes no polares, como C_6H_6, mediante enlaces intermoleculares del tipo dipolo–dipolo inducido.

La respuesta correcta es la **a**.

1.6. Suponga un líquido cuyas moléculas se encuentren unidas por las fuerzas indicadas a continuación, ¿cuál de ellos debe tener un punto de ebullición más bajo?
a) Enlaces iónicos.
b) Fuerzas de dispersión de London.
c) Enlaces de hidrógeno.
d) Enlaces metálicos.
e) Enlaces de red covalente.

(O.Q.N. Oviedo 2002)

Presentará menor temperatura de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más débiles.

Las fuerzas de dispersión de London son, de todas las propuestas, las más débiles y, por tanto, las más fáciles de romper para que las moléculas del líquido pasen a la fase de vapor.

La respuesta correcta es la **b**.

1.7. Entre las moléculas cloro ordenadas en un cristal molecular existen fuerzas:
a) Iónicas
b) Covalentes
c) van der Waals
d) Dipolo-dipolo

(O.Q.L. Baleares 2002)

La molécula de Cl_2 es no polar, lo que determina que las únicas fuerzas que puedan existir entre las mismas sean las de "van der Waals" llamadas fuerzas de dispersión de London.

La respuesta correcta es la **c**.

1.8. Los cinco primeros hidrocarburos lineales son metano (CH_4), etano (C_2H_6), propano (C_3H_8), butano (C_4H_{10}) y pentano (C_5H_{12}).
a) El primero forma un sólido atómico y los demás son moleculares.
b) Todos ellos son sólidos atómicos.
c) Los puntos de fusión son anormalmente elevados por la existencia de enlaces de hidrógeno.
d) El de mayor punto de fusión es el metano, ya que sus moléculas se empaquetan mejor.
e) El de mayor punto de fusión es el pentano.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

Se trata de compuestos con enlace covalente no polar que forman moléculas gaseosas a temperatura ambiente. Las fuerzas que existen entre las moléculas de estos hidrocarburos son fuerzas intermoleculares de van der Waals conocidas como fuerzas de dispersión de London. La intensidad de las mismas aumenta con el volumen atómico y la masa molecular, factores que hacen que las sustancias sean más polarizables. Por este motivo, de las propuestas, la temperatura de fusión más alta le corresponde al pentano, C_5H_{12}.

La respuesta correcta es la **e**.

1.9. Las denominadas "Fuerzas de van der Waals":
a) Se pueden dar entre moléculas con enlaces covalentes.
b) Se pueden encontrar entre las moléculas de los gases que se comportan como ideales.
c) No son suficientemente fuertes para ser responsables del estado sólido de ciertas sustancias.
d) Son suficientemente fuertes para ser las responsables del estado sólido de ciertas sustancias.
e) Aparecen en las interacciones entre electrones y núcleo de átomos con peso atómico alto.
f) Aunque son débiles son las responsables del estado líquido del agua a temperatura ambiente.

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. Murcia 2012) (O.Q.L. Murcia 2013) (O.Q.L. Murcia 2016)

Los compuestos con enlace covalente forman estructuras moleculares que, generalmente, son gaseosas a temperatura ambiente.

Además de los enlaces covalentes, entre las moléculas se dan otro tipo de interacciones llamadas "fuerzas de van der Waals" que son las responsables del cambio en el estado de agregación de estas sustancias.

La respuesta correcta es la **d**.

1.10. Las fuerzas intermoleculares de van der Waals:
a) Se dan entre cualquier tipo de estructuras moleculares.
b) Permiten explicar que algunas sustancias apolares sean sólidas.
c) Su energía de enlace es menor que la de los enlaces de hidrógeno.
d) Todas las anteriores son correctas.

(O.Q.L. Baleares 2005) (O.Q.L. Galicia 2016)

Las fuerzas intermoleculares de van der Waals se dan además de los enlaces covalentes típicos de las estructuras moleculares y son las responsables del cambio en el estado de agregación de estas sustancias.

La energía asociada a este tipo de enlace intermolecular es menor que la correspondiente a los enlaces de hidrógeno.

La respuesta correcta es la **d**.

1.11. Indique cuáles de las siguientes sustancias son gases a temperatura ambiente y 1 atm de presión:
1) HCl 2) CO_2 3) I_2 4) KCl 5) NH_3
a) 2 y 5
b) 2, 3 y 5
c) 1, 2 y 5
d) 1, 2 y 4
e) 1, 3 y 5

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.L. Galicia 2017)

1) HCl es una sustancia con enlace covalente polar y que, además, tiene enlace intermolecular del tipo dipolo–dipolo tan débil que a temperatura ambiente presenta estado gaseoso.

2) CO_2 es una sustancia con enlace covalente no polar y que, además, tiene enlace intermolecular del tipo fuerzas de dispersión de London tan débil que a temperatura ambiente presenta estado gaseoso.

3) KCl es una sustancia con enlace iónico y sus iones se mantienen unidos por intensas fuerzas colombianas que hacen que a temperatura ambiente forme una red cristalina sólida.

4) I_2 es una sustancia con enlace covalente no polar y que, además, tiene enlace intermolecular por fuerzas de dispersión de London tan intensas que a temperatura ambiente sea un sólido molecular.

5) NH_3 es una sustancia con enlace covalente polar y que, además, tiene enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno tan débil que a temperatura ambiente presenta estado gaseoso.

La respuesta correcta es la **c**.

1.12. Las partículas constituyentes y las fuerzas de enlace que las unen definen las características y el tipo de sustancia que es posible encontrar a nuestro alrededor. Así:
a) Las fuerzas de van der Waals dan lugar a sustancias de bajo punto de fusión.
b) Las sustancias constituidas por iones son blandas.
c) Las sustancias llamadas metálicas están formadas por moléculas.
d) Las sustancias llamadas moleculares conducen muy bien la electricidad.

(O.Q.L. Murcia 2007) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2019)

a) **Verdadero**. Las fuerzas de van der Waals son enlaces intermoleculares débiles, por lo que las sustancias que los presentan necesitan poca energía para que sus moléculas puedan romperlos y escapar a otra fase, por tanto, sus puntos de fusión deben ser bajos.

b) Falso. Si se trata de iones de diferente carga, las fuerzas entre ellos son tan intensas que se forma una red cristalina que presenta elevada dureza.

c) Falso. En los metales, los átomos se encuentran unidos mediante fuertes enlaces de forma que se constituye red cristalina formada por cationes metálicos rodeados de un mar de electrones.

d) Falso. Los sólidos moleculares no conducen la corriente eléctrica ya que no presentan en su estructura electrones deslocalizados que se puedan mover a través de la misma.

La respuesta correcta es la **a**.

1.13. El agua se evapora más rápidamente a 90 °C que a 45 °C, debido a que:
a) A temperatura elevada las moléculas están más separadas entre sí.
b) A temperatura elevada las moléculas poseen mayor energía potencial.
c) Al aumentar la temperatura disminuye la intensidad de las fuerzas atractivas intermoleculares.
d) El proceso $H_2O(l) \rightarrow H_2O(g)$ es exotérmico.

(O.Q.L. Murcia 2007)

a-b) Falso. Si el agua permanece en estado líquido, al elevar la temperatura las moléculas aumentan su velocidad y su energía cinética.

c) **Verdadero**. Las fuerzas atractivas intermoleculares de orientación, que se dan entre dipolos permanentes, como es el caso del agua, son inversamente proporcionales a la temperatura. En una primera aproximación, la energía potencial de atracción entre dos moléculas del tipo dipolo-dipolo es:

$$E = -\frac{2\mu_1\mu_2}{3r^6kT}$$

donde μ_1 y μ_2 son los momentos dipolares de las moléculas que interaccionan, que, en este caso, son iguales y r es la distancia entre moléculas.

d) Falso. El proceso de vaporización del agua es endotérmico, ya que se aportar energía para romper las fuerzas intermoleculares de enlaces de hidrógeno que mantienen unidas a las moléculas.

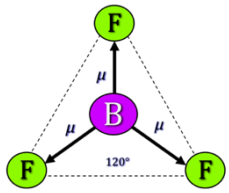
La respuesta correcta es la **c**.

1.14. ¿Cuál es la fuerza intermolecular predominante en el BF_3?
a) Enlace de hidrógeno
b) Iónica
c) Dipolo-dipolo
d) Dispersión de London

(O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Galicia 2015)

La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:





De acuerdo con la notación del modelo RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.

Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2{,}04$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en una sustancia que no presenta momento dipolar permanente son las fuerzas de dispersión de London.

La respuesta correcta es la **d**.

1.15. A temperatura ambiente el cloro es un gas, el bromo un líquido y el yodo un sólido, aunque todas son sustancias covalentes moleculares. ¿A qué se debe estas diferencias?
a) Todos son líquidos a temperatura ambiente.
b) Por el aumento de las fuerzas intermoleculares entre dipolos instantáneos.
c) Por el aumento de la polaridad de las moléculas.
d) Todos son gases a temperatura ambiente.

(O.Q.L. Baleares 2008)

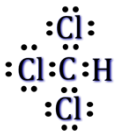
Los elementos propuestos son halógenos que forman moléculas diatómicas (F_2, Br_2, I_2), entre las que existen fuerzas intermoleculares de dispersión de London, que son más intensas conforme aumenta el volumen atómico y la masa molecular, ya que hace que esta sea más polarizable y se favorezca la formación de dipolos instantáneos.

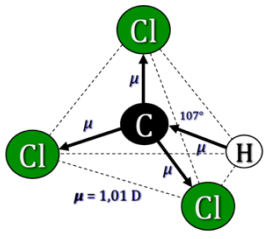
La respuesta correcta es la **b**.

1.16. Cuando se evapora el cloroformo, $CHCl_3$, ¿cuáles son las fuerzas intermoleculares que se deben vencer?
I. Fuerzas de dipolo-dipolo II. Fuerzas de dispersión III. Fuerzas de enlace de hidrógeno
a) I
b) II
c) III
d) I y II
e) II y III

(O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.L. Cantabria 2013) (O.Q.L. Jaén 2016)

La estructura de Lewis de la molécula de cloroformo es:





De acuerdo con la notación del modelo RPECV el $CHCl_3$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Al ser el cloro ($\chi = 3{,}16$) y el carbono ($\chi = 2{,}55$) más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esta geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} =$ 1,01 D) y la molécula es polar.

Al tratarse una molécula polar presenta enlaces intermoleculares del tipo dipolo-dipolo, además, de que todas las sustancias covalentes presentan fuerzas de dispersión de London.

La respuesta correcta es la **d**.

1.17. Las fuerzas de van der Waals:
a) Se dan en los gases ideales.
b) Explican el punto de ebullición del N_2.
c) Solo aparecen en las moléculas asimétricas.
d) Son las que mantienen unidos a los átomos de la molécula de Cl_2.

(O.Q.L. Murcia 2009)

a) Falso. La intensidad de las fuerzas de van der Waals está relacionada con la desviación del comportamiento ideal de los gases.

b) **Verdadero**. Las fuerzas intermoleculares de van der Waals conocidas como fuerzas de dispersión de London son las que presentan las moléculas simétricas no polares como el N_2. La intensidad de las mismas aumenta con el volumen atómico y la masa molecular, factores que hacen que las sustancias sean más polarizables. En este caso son muy débiles, por este motivo, la temperatura de ebullición del N_2 (77,3 K) es tan baja y es un gas a temperatura ambiente.

c) Falso. Según se ha justificado en apartado anterior.

d) Falso. Las fuerzas que mantienen unidos a los átomos de la molécula de Cl_2 no son fuerzas no intermoleculares, son fuerzas de atracción entre el núcleo de cada átomo y los electrones del otro.

La respuesta correcta es la **b**.

1.18. Cabe esperar que los puntos de fusión más bajos correspondan a:
a) Sólidos
b) Sólidos de tipo covalente
c) Sólidos metálicos elementales
d) Sólidos con enlace iónico

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

Los puntos de fusión más bajos corresponderán a los sólidos que presenten el enlace más débil, que de los propuestos, son los de tipo covalente en el que las moléculas se encuentran unidas entre sí por fuerzas intermoleculares de dispersión de London. Un ejemplo de este tipo de sustancias es el I_2.

La respuesta correcta es la **b**.

1.19. ¿En cuáles de las siguientes sustancias las fuerzas de dispersión son significativas a la hora de determinar las temperaturas de ebullición?
I. Cl_2 II. HF III. Ne IV. KNO_2 V. CCl_4
a) I, III, V
b) I, II, III
c) II, IV
d) II, V
e) III, IV, V

(O.Q.N. Valencia 2011)

Los enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London se presentan en aquellas sustancias que tienen enlace covalente, pero que generalmente no presentan momento dipolar permanente.

De las sustancias propuestas:

▪ Sustancia I: Cl_2 presenta un enlace covalente no polar entre los dos átomos de cloro. Sus moléculas se pueden unir entre sí mediante fuerzas de dispersión de London.

▪ Sustancia II: HF presenta un enlace covalente muy polar entre los átomos de hidrógeno y flúor. Sus moléculas se pueden unir entre sí mediante enlace de hidrógeno.

▪ Sustancia III: Ne no forma enlaces intramoleculares ya que se trata de un gas noble que tiene su última capa completa con ocho electrones de valencia. Sus átomos se pueden unir entre sí mediante fuerzas de dispersión de London.

▪ Sustancia IV: KNO_2 presenta enlace iónico. Sus iones forman una red cristalina sólida a temperatura ambiente.

▪ Sustancia V: CCl_4 presenta un enlace covalente no polar entre los átomos de carbono y cloro. Sus moléculas se pueden unir entre sí mediante fuerzas de dispersión de London.

La respuesta correcta es la **a**.

1.20. ¿Cuál de las siguientes sustancias es más probable que sea un gas a una temperatura de 25 °C y presión de 1 atm?
a) MgO
b) $C_{10}H_{22}$
c) LiF
d) B_2H_6

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

Será gas a temperatura ambiente la sustancia que tenga enlace predominantemente covalente y presente débiles fuerzas intermoleculares.

De las sustancias propuestas, las que tienen enlace covalente son $C_{10}H_{22}$ y B_2H_6. La primera es una sustancia muy voluminosa y, por ello, muy polarizable, lo que hace que presente fuerzas de dispersión de London tan intensas que hacen cambiar su estado de agregación al estado sólido. Esto no ocurre con el B_2H_6 cuyas fuerzas de este tipo son menos y más débiles, lo que provoca que sea un gas en condiciones las condiciones dadas.

La respuesta correcta es la **d**.

1.21. Dadas las siguientes sustancias en estado líquido: H_2S, Ar, CH_3OH, CF_3H y PCl_3, ¿en cuáles las únicas fuerzas intermoleculares son de tipo dispersión de London?
a) Solo en Ar
b) Solo en Ar y CF_3H
c) Solo en Ar, CF_3H y PCl_3
d) Solo en H_2S y CH_3OH
e) Solo en CH_3OH

(O.Q.N. Oviedo 2014)

Los enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London se presentan en aquellas sustancias que tienen enlace covalente, pero que, generalmente, no presentan momento dipolar permanente.

De las sustancias propuestas:

▪ Ar no forma enlaces ya que se trata de un gas noble que tiene su última capa completa con ocho electrones de valencia y únicamente forma enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London.

▪ H_2S, CF_3H y PCl_3 son moléculas polares que presentan enlaces intermoleculares del tipo dipolo-dipolo además de enlaces intermoleculares del tipo dispersión de London.

▪ CH_3OH es una molécula polar que presenta enlaces intermoleculares del tipo dipolo-dipolo y, además, enlaces de hidrógeno.

La respuesta correcta es la **a**.

1.22. Las denominadas "Fuerzas de van der Waals":
a) Son responsables del estado sólido del I_2.
b) Se dan entre las moléculas de los gases con comportamiento ideal.
c) Aparecen entre los electrones y el núcleo de átomos muy electronegativos.
d) No existen entre moléculas con enlaces covalentes.

(O.Q.L. Murcia 2014) (O.Q.L. Murcia 2015)

a) **Verdadero**. Las fuerzas intermoleculares de van der Waals conocidas como fuerzas de dispersión de London son las únicas existentes entre las moléculas de los halógenos, ya que estas no presentan momento dipolar permanente debido a que ambos átomos son idénticos. La intensidad de estas fuerzas aumenta con el volumen atómico y la masa molecular, factores que hacen que las sustancias sean más polarizables. Por este motivo, el I_2 es un sólido molecular.

b) Falso. La intensidad de las fuerzas de van der Waals está relacionada con la desviación del comportamiento ideal de los gases.

c) Falso. La propuesta es absurda ya que las fuerzas van der Waals son intermoleculares, no son intraatómicas.

d) Falso. Las fuerzas de van der Waals se producen entre moléculas con enlace covalente.

La respuesta correcta es la **a**.

1.23. El aumento progresivo en los puntos de ebullición de los haluros de hidrógeno, HX:
HCl = –85,1 °C; HBr = –66,8 °C; HI = –35,4 °C
es debido a:
a) Las fuerzas entre dipolos aumentan ya que los momentos dipolares aumentan de cloro a yodo.
b) El enlace H–X se hace más fuerte de cloro a yodo.
c) El enlace de hidrógeno se hace más fuerte de cloro a yodo.
d) Las fuerzas de London son más intensas al aumentar la masa molecular de HX.

(O.Q.L. Valencia 2014)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

Las tres moléculas tienen enlace covalente polar y presentan, además, enlace intermolecular del tipo dipolo-dipolo y fuerzas de dispersión de London, que son más intensas conforme aumenta el volumen atómico y la masa molecular, ya que se cambia de periodo.

La respuesta correcta es la **d**.

1.24. Cuando los volúmenes iguales de los siguientes pares de líquidos se mezclan agitando fuertemente y se dejan reposar, ¿qué pareja es más probable que separe en dos capas?
a) Etanol y metanol
b) Tetracloruro de carbono y metanol
c) Hexano y pentano
d) Tetracloruro de carbono y hexano
e) Metanol y agua

(O.Q.L. Madrid 2014)

a-e) Falso. Las parejas etanol – metanol (C_2H_5OH y CH_3OH) y metanol – agua (CH_3OH y H_2O) están integradas por especies que presentan enlace covalente y cuyas moléculas pueden formar entre ellas enlace de hidrógeno, por tanto, ambas sustancias son miscibles y no se separan en dos fases líquidas.

b) **Verdadero**. Las especies tetracloruro de carbono – metanol (CCl_4 y CH_3OH) presentan enlace covalente siendo no polar la primera y polar la segunda, por lo que entre cuyas moléculas no puede existir ningún tipo de interacción, por tanto, ambas sustancias son inmiscibles y se separan en dos fases líquidas.

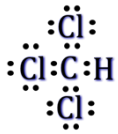
c-d) Falso. Las parejas hexano – pentano (C_6H_{14} y C_5H_{12}) y tetracloruro de carbono – hexano (CCl_4 y C_6H_{14}) están integradas por especies que presentan enlace covalente y cuyas moléculas son no polares, por lo que pueden existir entre ellas fuerzas de dispersión de London lo suficientemente intensas para mantenerlas unidas, por tanto, ambas sustancias son miscibles y no se separan en dos fases líquidas.

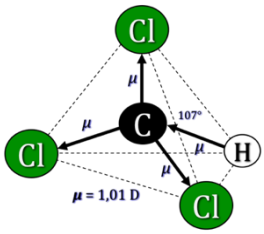
La respuesta correcta es la **b**.

1.25. Cuando se evapora el cloroformo, $CHCl_3$ (l):
a) Se rompen enlaces covalentes.
b) Se debilitan las interacciones dipolo-dipolo.
c) Se debilitan las fuerzas de dispersión.
d) Se rompen enlaces de hidrógeno.
e) Se debilitan las interacciones dipolo-dipolo y las fuerzas de dispersión.

(O.Q.N. Madrid 2015)

La estructura de Lewis de la molécula de cloroformo es:





De acuerdo con la notación del modelo RPECV el $CHCl_3$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Al ser el cloro ($\chi = 3{,}16$) y el carbono ($\chi = 2{,}55$) más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esta geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}01$ D) y la molécula es polar.

Por tratarse de una molécula polar tiene enlaces intermoleculares del tipo dipolo-dipolo y, además, todas las sustancias covalentes presentan fuerzas de dispersión de London. Cuando esta sustancia se vaporiza estas fuerzas se hacen tan débiles que no son capaces de mantener unidas a las moléculas en el estado líquido.

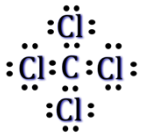
La respuesta correcta es la **e**.

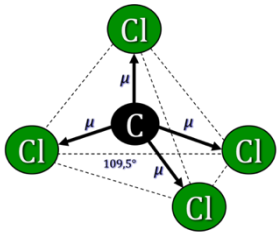
(Cuestión similar a la propuesta en Ávila 2009).

1.26. ¿Cuáles son las fuerzas intermoleculares más fuertes entre moléculas vecinas de tetracloruro de carbono, CCl_4?
a) Fuerzas de dipolo-dipolo
b) Fuerzas de dispersión
c) Enlaces de hidrógeno
d) Enlaces covalentes

(O.Q.L. Castilla y León 2015)

La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:





De acuerdo con la notación del modelo RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Al ser el cloro ($\chi = 3{,}16$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esta geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

Al tratarse de una molécula no polar, los únicos enlaces intermoleculares posibles son fuerzas de dispersión de London.

La respuesta correcta es la **b**.

1.27. Solo uno de los conceptos es falso:
a) Las moléculas de CCl_4 se unen en estado sólido por fuerzas de van der Waals.
b) El punto de ebullición del HF es mayor que el del HCl.
c) Las fuerzas de van der Waals son de tipo electrostático.
d) Los elementos que pueden formar enlace de hidrógeno deben presentar elevada electronegatividad y pequeño tamaño.
e) Las fuerzas de van der Waals disminuyen con el tamaño de las moléculas.

(O.Q.L. País Vasco 2015)

a) Verdadero. El CCl_4 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar y forma moléculas gaseosas a temperatura ambiente. Presenta fuerzas intermoleculares de van der Waals conocidas como fuerzas de dispersión de London, lo suficientemente intensas, que hacen que en las condiciones adecuadas forme un sólido molecular.

b) Verdadero. Las moléculas de HF se pueden unir entre sí mediante enlaces de hidrógeno mientras que las de HCl no son capaces de hacerlo. Esto motiva que el punto de ebullición del HF sea mayor que el del HCl. Consultando la bibliografía, T_{eb} HF(g) (292,6 K) > T_{eb} HCl(g) (188,1 K).

c) Verdadero. Las fuerzas intermoleculares de van der Waals son las que se dan entre moléculas moléculas polares y entre moléculas no polares fácilmente polarizables, y, en ambos casos, son de naturaleza electrostática.

d) Verdadero. El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

e) **Falso**. Las fuerzas intermoleculares de van der Waals conocidas como fuerzas de dispersión de London son las que se dan en moléculas simétricas no polares y su intensidad aumenta con el volumen atómico y la masa molecular, factores que hacen que las sustancias sean más polarizables.

La respuesta correcta es la **e**.

1.28. Una sustancia sólida en estado natural, sublima fácilmente, no conduce la corriente eléctrica ni sólida, ni fundida, ni disuelta en agua. Se sabe de ella que es soluble en disolventes orgánicos. En la sustancia en fase sólida y en fase vapor los tipos de fuerzas intermoleculares y/o enlaces presentes son:

Sólido	Vapor
a) van der Waals + covalente	**covalente**
b) van der Waals	**van der Waals**
c) Covalente	**covalente**
d) Covalente	**covalente + van der Waals**

(O.Q.L. Asturias 2015)

Si una sustancia sólida posee las siguientes propiedades:

- Es soluble en disolventes orgánicos → se trata de una sustancia que presenta enlace covalente no polar.
- No conduce la corriente eléctrica bajo ningún estado de agregación → presenta enlace covalente y se trata de un sólido covalente molecular.
- Sublima fácilmente → sus moléculas se encuentran unidas mediante débiles fuerzas de van der Waals.

En resumen, la sustancia en cuestión tiene enlace covalente y forma un sólido molecular. Las únicas fuerzas intermoleculares existentes en la misma tienen que ser del tipo de dispersión de London. Una sustancia que presenta estas características es el yodo, I_2.

La respuesta correcta es la **a**.

1.29. Dadas las siguientes sustancias en estado líquido: Br_2, Ar, CO, SO_2 y PCl_3, ¿en cuáles las únicas fuerzas intermoleculares son de tipo dispersión de London?
a) Solo en Br_2 y PCl_3
b) Solo en Br_2 y SO_2
c) Solo en Br_2 y Ar
d) Solo en PCl_3 y Ar

(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

Los enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London se presentan en aquellas sustancias que tienen enlace covalente, pero que, generalmente, no presentan momento dipolar permanente.

De las sustancias propuestas:

▪ Ar no forma enlaces ya que se trata de un gas noble que tiene su última capa completa con ocho electrones de valencia y únicamente forma enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London.

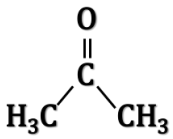
▪ Br_2 es una molécula no polar y únicamente forma enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London.

▪ CO, SO_2 y PCl_3 son moléculas polares que presentan enlaces intermoleculares del tipo dipolo-dipolo además de enlaces intermoleculares del tipo dispersión de London.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Oviedo 2014).

1.30. Para la molécula representada en la figura, ¿qué fuerzas intermoleculares puede presentar?
1. Fuerzas de dispersión de London
2. Fuerzas dipolo–dipolo
3. Enlace de hidrógeno



a) 1
b) 2
c) 1 y 2
d) 2 y 3

(O.Q.L. Asturias 2017)

La acetona es una sustancia polar por lo que presenta fuerzas dipolo–dipolo que siempre están acompañadas de fuerzas de dispersión de London.

No puede tener enlace de hidrógeno al no estar unido el hidrógeno a un elemento muy electronegativo.

La respuesta correcta es la **c**.

1.31. Las denominadas "fuerzas de Van der Waals":
a) Explican la interacción entre iones de cargas diferentes.
b) Son responsables de la interacción entre moléculas apolares.
c) Son fuerzas intramoleculares.
d) Miden las acciones mutuas entre partículas subatómicas.

(O.Q.L. Murcia 2018)

Las fuerzas intermoleculares de van der Waals conocidas como fuerzas de dispersión de London, son las responsables de las interacciones entre las moléculas que no presentan momento dipolar permanente.

La respuesta correcta es la **b**.

1.32. Las denominadas "Fuerzas de van der Waals":
a) Aparecen entre las moléculas de los gases que se comportan como ideales.
b) Son responsables del estado de agregación del N_2 líquido.
c) Son de mayor fortaleza que la del enlace de hidrógeno (o puente de hidrógeno).
d) Aparecen entre los electrones y el núcleo de átomos muy electronegativos.

(O.Q.L. Murcia 2019)

a) Falso. La intensidad de las fuerzas de van der Waals está relacionada con la desviación del comportamiento ideal de los gases.

b) **Verdadero**. Las fuerzas intermoleculares de van der Waals conocidas como fuerzas de dispersión de London son las únicas existentes entre las moléculas de elementos, como el N_2, que no presentan momento dipolar permanente debido a que ambos átomos son idénticos.

c) Falso. Las fuerzas de van der Waals son de menor intensidad que el enlace de hidrógeno.

d) Falso. La propuesta es absurda ya que las fuerzas van der Waals son intermoleculares, no son intraatómicas.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2014 y otras).

1.33. En un tubo de ensayo se vierten 5 mL de agua y de tetracloruro de carbono. Sobre esta mezcla se añade otros 5 mL de acetona (propanona) y se agita. Una vez que se deja reposar el sistema se observa que:
a) Ha aumentado, casi hasta 10 mL, la fase acuosa.
b) Ha aumentado, casi hasta 10 mL, la fase de tetracloruro de carbono.
c) Han aumentado las dos fases aproximadamente lo mismo.
d) No hay variación alguna en las fases, aparece otra tercera fase de acetona.

(O.Q.L. Asturias 2019)

Puesto que la acetona es poco soluble en agua y bastante más soluble en tetracloruro de carbono por formación de enlaces intermoleculares del tipo dipolo-dipolo inducido, la fase que aumentará mucho su volumen será la de tetracloruro de carbono.

La respuesta correcta es la **b**.

1.34. La temperatura de ebullición del helio a la presión atmosférica es –268,9 °C. Por ser una temperatura tan baja, se puede afirmar que:
a) No existe ningún tipo de fuerzas intermoleculares en este elemento.
b) Las fuerzas intermoleculares en este elemento serán muy débiles.
c) Existirán enlaces de hidrógeno entre sus átomos, por estar ambos elementos en el periodo I de la tabla periódica.
d) No tiene fuerzas intermoleculares porque no cumple la regla del octeto.

(O.Q.L. Asturias 2019)

Un valor tan bajo en la temperatura de ebullición (es la menor de todos los elementos de la tabla periódica) indica la presencia de muy débiles fuerzas intermoleculares del tipo dispersión de London.

La respuesta correcta es la **b**.

1.35. De los siguientes tipos de interacciones, ¿cuál es el determinante de que el tetracloruro de carbono, CCl_4, tenga un punto de ebullición mayor que el del cloroformo, $CHCl_3$?
(Datos. Puntos de ebullición (°C): $CCl_4 = 77$; $CHCl_3 = 61$).
a) Interacciones dipolo-dipolo
b) Enlace de hidrógeno
c) Fuerzas de dispersión de London
d) Enlace covalente

(O.Q.L. Valencia 2019)

Se trata de dos sustancias que tienen un enlace predominantemente covalente, y presentará mayor punto de ebullición la que presente fuerzas intermoleculares más intensas, en este caso: dispersión de London y dipolo-dipolo.

▪ Las fuerzas de dispersión de London se dan en todo tipo de sustancias, pero fundamentalmente, en las sustancias no polares.

▪ Los enlaces dipolo-dipolo se dan entre moléculas polares que no puedan formar enlaces de hidrógeno.

El punto de ebullición aumenta con la masa molecular de la sustancia, debido a que las fuerzas de dispersión de London aumentan con la longitud de la cadena o el volumen de los átomos que forman la molécula, ya que la hacen más polarizable. Por este motivo, el punto de ebullición del tetracloruro de carbono, CCl_4, es mayor que el del cloroformo, $CHCl_3$.

La respuesta correcta es la **c**.

1.36. El estado físico de los halógenos en condiciones estándar (25 °C y 1 atm) es:
a) Todos ellos son gases.
b) Flúor, cloro y bromo gases y yodo sólido.
c) Flúor y cloro gases, bromo líquido y yodo sólido.
d) Flúor gas, cloro y bromo líquidos y yodo sólido.

(O.Q.L. Madrid 2020)

Las moléculas de los halógenos son diatómicas y no polares, por lo que las únicas fuerzas intermoleculares existentes entre ellas son las fuerzas de dispersión de London.

La intensidad de estas fuerzas crece con el volumen atómico qué, en este caso, es mínimo en el flúor y máximo en el yodo. Esto determina que el estado de agregación (a 25 C y 1 atm) sea:

▪ F_2 y Cl_2 (gas) ▪ Br_2 (líquido) ▪ I_2 (sólido)

La respuesta correcta es la **c**.

2. ENLACE DE HIDRÓGENO

2.1. ¿Cuál de las siguientes moléculas no puede formar enlaces de hidrógeno con otras del mismo compuesto?
a) Éter metílico (dimetiléter)
b) Etanol
c) Agua
d) Amoniaco
e) Etilamina

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014) (O.Q.L. Cantabria 2018) (O.Q.L. Málaga 2019)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído también por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

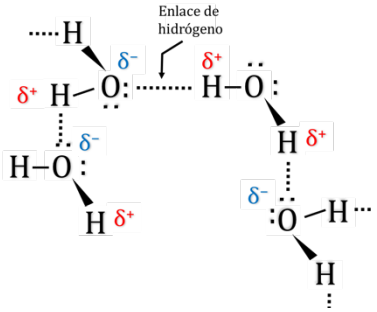
Etanol (CH_3CH_2OH), agua (H_2O), amoníaco (NH_3) y etilamina ($CH_3CH_2NH_2$) sí que cumplen la condición propuesta, mientras que el éter metílico (CH_3OCH_3) no la cumple, ya que sus átomos de hidrógeno se encuentran unidos al carbono, un elemento bastante menos electronegativo que el oxígeno.

La respuesta correcta es la **a**.

2.2. El número máximo de enlaces de hidrógeno en los que puede participar una molécula de agua es:
a) 1
b) 2
c) 3
d) 4
e) Infinito

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Cantabria 2018) (O.Q.L. Castilla y León 2019)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



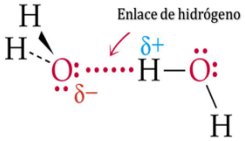
La molécula de agua es capaz de formar 4 enlaces de hidrógeno, dos por medio de los átomos de hidrógeno y, otros dos por medio de los pares de electrones solitarios del átomo de oxígeno.

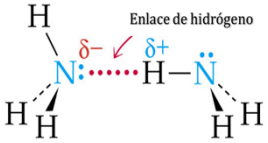
La respuesta correcta es la **d**.

2.3. Los enlaces de hidrógeno:
a) Aparecen siempre que hay un átomo de hidrógeno.
b) Hacen disminuir, generalmente, las temperaturas de fusión y de ebullición.
c) Aparecen en moléculas como H_2O, NH_3 y CH_4.
d) Son muy fuertes cuando el elemento unido al hidrógeno es muy electronegativo.
e) Poseen una energía de enlace superior a la de un enlace químico covalente.
f) Aparecen en las moléculas de hidrocarburos saturados.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Sevilla 2000) (O.Q.L. Sevilla 2003) (O.Q.L. La Rioja 2013)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.





La respuesta correcta es la **d**.

2.4. ¿Cuál de los siguientes compuestos puede formar enlaces de hidrógeno?
a) Propanona (acetona)
b) Etanol
c) Etanal
d) Etano

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Baleares 2007)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

▪ Acetona (CH_3COCH_3), etanal (CH_3CHO) y etano (CH_3CH_3) no cumplen la condición propuesta ya que, en todas estas sustancias sus átomos de hidrógeno se encuentran unidos al carbono, un elemento que no tiene la suficente electronegatividad para dar este tipo de enlace.

▪ En el caso del etanol (CH_3CH_2OH) ocurre lo contrario ya que, presenta un átomo de hidrógeno se encuentra unido a un átomo de oxígeno, muy electronegativo, por lo que sí puede formar enlace de hidrógeno.



La respuesta correcta es la **b**.

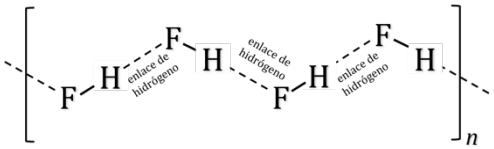
2.5. De las siguientes afirmaciones señale las que son correctas:
a) El CO_2 es más duro que el SiO_2.
b) El HF se halla asociado mediante enlaces de hidrógeno.
c) El PH_3 tiene una temperatura de fusión superior al NH_3.
d) El CH_3OCH_3 tiene mayor temperatura de fusión que el CH_3CH_2OH.
e) Todos los metales son duros.

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

a) Falso. El CO_2 es un compuesto con enlace covalente que forma moléculas gaseosas, mientras que el SiO_2 forma redes cristalinas covalentes sólidas cuyos enlaces son más fuertes, por tanto, es más duro.

b) **Verdadero**. El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

El fluoruro de hidrógeno sí que presenta enlace de hidrógeno ya que, presenta un átomo de hidrógeno se encuentra unido a un átomo de flúor, muy electronegativo, por lo que sí puede formar enlace de hidrógeno.



c) Falso. El PH_3 no puede formar enlaces de hidrógeno ya que sus átomos de hidrógeno se encuentren unidos a un átomo de fósforo, un elemento que no tiene la suficente electronegatividad para dar este tipo de enlace, mientras que en el NH_3 ocurre lo contrario, el átomo de nitrógeno sí es muy electronegativo, por lo que sí puede formarlo.

Presentará mayor temperatura de fusión aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas. Como PH_3 no puede formar enlaces de hidrógeno, mientras que el NH_3 sí los forma, la temperatura de fusión del NH_3 es superior a la del PH_3.

d) Falso. El CH_3COCH_3 no cumple la condición de que sus átomos de hidrógeno se encuentren unidos al carbono, un elemento que no tiene la suficente electronegatividad para dar este tipo de enlace, mientras

que en el CH_3CH_2OH ocurre lo contrario, el átomo de oxígeno sí es muy electronegativo, por lo que sí puede formarlo.

Presentará mayor temperatura de fusión aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas. Como CH_3OCH_3 no puede formar enlaces de hidrógeno, mientras que el CH_3CH_2OH sí los forma, la temperatura de fusión del CH_3CH_2OH es superior a la del CH_3OCH_3.

e) Falso. La temperatura de fusión en un metal es tanto más alta cuanto mayor sea el valor de su energía reticular. A su vez, esta es más elevada cuanto mayor sea la carga y menor el tamaño del metal. Los metales alcalinos cumplen esta condición, por lo que su energía reticular es pequeña. Esto quiere decir que las fuerzas que mantienen unidos los átomos son débiles, por tanto, se trata de metales blandos que se les puede cortar con un cuchillo.

La respuesta correcta es la **b**.

2.6. Señale cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas:
a) Se precisa el doble de energía para romper un doble enlace C=C que para uno sencillo C–C.
b) El N_2 posee una energía de enlace superior al O_2.
c) Añadir un electrón a un átomo neutro siempre requiere aportar energía.
d) El I_2 no se disuelve en agua y el CH_3OH sí.
e) Una molécula será polar siempre que tenga enlaces polares.

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

a) Falso. El enlace sencillo C–C es un enlace σ, mientras que el enlace doble C=C está formado por dos enlaces, uno σ y otro π. Como ambos enlaces tienen diferente energía, la energía del enlace C=C no es el doble de la energía del enlace C–C.

b) **Verdadero**. A la vista de las estructuras de Lewis de ambas sustancias:

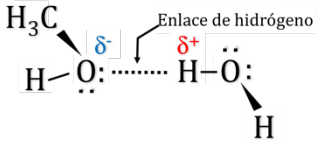


Se observa que la molécula de O_2 tiene un enlace doble (un enlace σ y un enlace π), mientras que en el N_2 el enlace es triple (un enlace σ y dos enlaces π), por tanto, la energía de enlace del N_2 es superior a la del O_2.

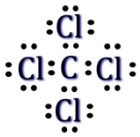
c) Falso. Cuando un átomo capta un electrón desprende una energía que se llama afinidad electrónica.

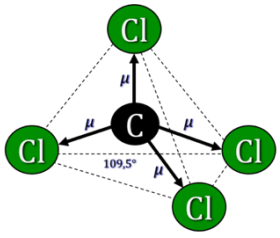
d) **Verdadero**. La molécula de I_2 es no polar y no puede interaccionar con las moléculas de agua, por lo que no puede disolverse en ella.

La molécula de CH_3OH sí que es soluble en agua ya que entre ambas pueden formar enlaces de hidrógeno.



e) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:





De acuerdo con la notación del modelo RPECV el CCl_4 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

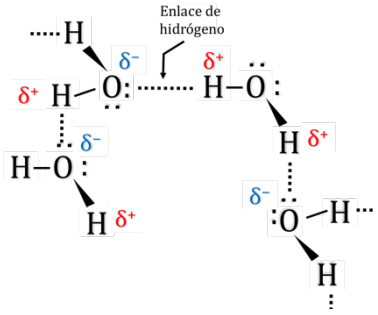
Al ser el cloro ($\chi = 3{,}16$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces polares, y, con esta geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

Las respuestas correctas son **b** y **d**.

2.7. A 25 °C y 1 atm de presión se puede afirmar que:
a) El H_2O es líquido y el H_2S es gaseoso.
b) Todos los metales son sólidos, conductores y de altos puntos de fusión.
c) El SiO_2, como el CO_2, es un gas.
d) El diamante es un sólido molecular.

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. La Rioja 2016) (La Rioja 2019)

a) **Verdadero**. Tanto H_2O como H_2S son sustancias que tienen enlace covalente y que presentan momento dipolar permanente, pero solo H_2O puede formar un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, ya que cumple la condición de que este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario de una molécula cercana situado sobre un átomo muy electronegativo y pequeño como es el oxígeno.



El H_2S no puede formar este tipo enlace ya que, el azufre no es tan electronegativo como el oxígeno y, además, es más voluminoso. Las fuerzas intermoleculares que presenta son del tipo dipolo-dipolo y fuerzas de dispersión de London.

Por tanto, en las condiciones propuestas, el H_2O es líquida y presenta un punto de ebullición bastante más alto que el correspondiente al H_2S, que es un gas.

b) Falso. En las condiciones propuestas:

- Todos los metales no son sólidos. Son líquidos, mercurio a temperatura ambiente y, galio y cesio por encima de 30 °C.
- Todos los metales son conductores de la corriente eléctrica.
- Todos los metales no tienen altos puntos de fusión, los metales alcalinos funden a temperaturas relativamente bajas (K):
  Li (453,7); Na (370,9); K (336,5); Rb (312,5); Cs (301,6)

c) Falso. En las condiciones propuestas, el CO_2 forma moléculas gaseosas, mientras que el SiO_2 forma redes cristalinas covalentes sólidas.

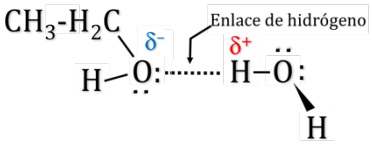
d) Falso. En las condiciones propuestas, el diamante es un sólido que forma redes cristalinas covalentes de átomos carbono unidos formando tetraedros.

La respuesta correcta es la **a**.

2.8. El alcohol etílico (etanol) se mezcla con el agua en cualquier proporción. Ello es debido a que:
a) Lo dice la "ley de semejanza" (semejante disuelve a semejante).
b) El alcohol etílico es hiperactivo.
c) Ambos líquidos, alcohol y agua, son incoloros.
d) Se establecen enlaces de hidrógeno entre las moléculas de ambas sustancias al mezclarlas.

(O.Q.L. Murcia 1998)

Las moléculas de etanol, CH_3CH_2OH, se unen con las moléculas de agua mediante enlaces intermoleculares llamados enlaces de hidrógeno. Estos se forman cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

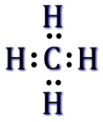


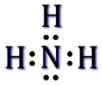
La respuesta correcta es la **d**.

2.9. Indique cuál de las proposiciones siguientes es falsa:
a) El CH_4 tiene una temperatura de ebullición mayor que el NH_3.
b) El carbono elemental puede cristalizar en forma de una red cristalina no metálica.
c) En el enlace metálico el número de coordinación de cada átomo es elevado.
d) El diamante es aislante.

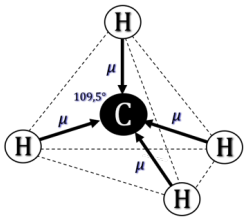
(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Galicia 2016) (O.Q.L. Castilla y León 2020)

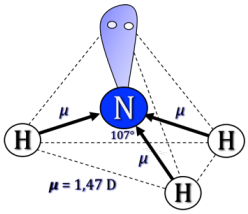
a) **Falso**. Las estructuras de Lewis de las moléculas de metano y de amoniaco son:





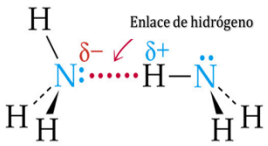
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, CH_4 y NH_3 son moléculas del tipo AX_3E y AX_3E, respectivamente con número estérico 4, a las que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central. El metano tiene geometría molecular tetraédrica, pero como en el amoniaco solo hay tres ligandos unidos al átomo central su geometría es piramidal.





▪ En el caso del metano, al ser el carbono ($\chi = 2{,}55$) más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esta geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ En la molécula de amoniaco, como el nitrógeno es más electronegativo ($\chi = 3{,}04$) que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}47$ D) y la molécula es polar.



Esta polaridad del NH_3 y el hecho de que, además, pueda formar un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno es lo que motiva que su temperatura de ebullición sea superior a la del CH_4.

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

b) Verdadero. El carbono, en sus formas diamante y grafito, es un sólido que forma redes cristalinas covalentes donde cada átomo de carbono se encuentra unido a cuatro y tres átomos, respectivamente.

c) Verdadero. En los metales, el número o índice de coordinación que presentan los átomos en la red cristalina es elevado. Suele ser 8 o 12.

d) Verdadero. Los átomos de carbono que forman el diamante se encuentran unidos mediante enlaces covalentes formando tetraedros de forma que no existen electrones deslocalizados que permitan el paso de la corriente eléctrica.

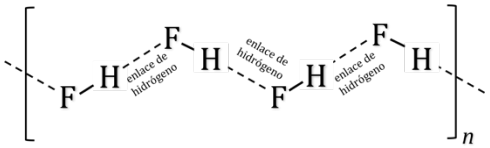
La respuesta correcta es la **a**.

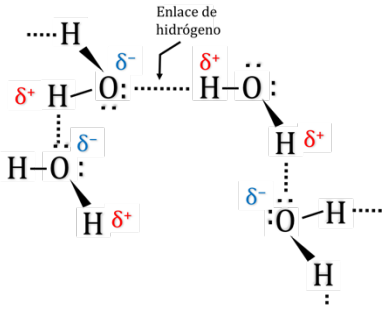
2.10. Indique cuál de las proposiciones siguientes es cierta:
a) El $(HF)_n$ tiene una temperatura de ebullición más baja que la del agua.
b) La conductividad del KCl es grande en estado sólido.
c) Los metales tienen una temperatura de ebullición baja.
d) El diamante es soluble en disolventes polares.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

a) **Verdadero**. HF y H_2O son sustancias que tienen enlace covalente y, además, se trata de moléculas polares que forman un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, por este motivo, sus temperaturas de ebullición son más altas de lo que deberían ser.

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.





A pesar de que el flúor es más electronegativo y pequeño que el oxígeno y, por eso cabría esperar que los enlaces de hidrógeno fueran más intensos e hicieran que la temperatura de ebullición del HF fuera superior a la del H_2O, no ocurre así, esto se debe a que una molécula de HF solo forma dos enlaces de hidrógeno, mientras que la de H_2O puede formar cuatro, tal como muestra la imagen.

b) Falso. Los sólidos iónicos como KCl, no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Solo presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones, lo que permite el paso de los electrones a través de los mismos.

c) Falso. En los casi todos los metales, los átomos se encuentran unidos mediante fuertes enlaces de forma que se constituye red formada por cationes metálicos rodeados de un mar de electrones. Para separar los átomos y dejarlos en estado gaseoso se necesita gran cantidad de energía, lo que hace la temperatura de ebullición sea elevada.

d) Falso. El diamante, C, no es soluble en disolventes polares como el agua ya que, al ser un sólido atómico, las fuertes atracciones entre átomos de carbono no se ven afectadas por las moléculas de agua.

La respuesta correcta es la **a**.

2.11. ¿Cuáles de los siguientes compuestos orgánicos:
1) éteres 2) alcoholes 3) cetonas 4) ácidos 5) aminas
formarán enlaces de hidrógeno en estado líquido entre moléculas de la misma especie?
a) Todos
b) 1, 2, 4
c) 2, 4, 5
d) 2, 3, 4, 5

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.N. El Escorial 2017)

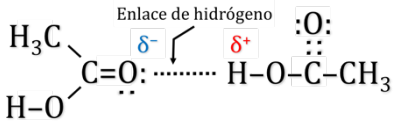
El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

1-3) Los éteres y las cetonas no cumplen la condición propuesta ya que, sus átomos de hidrógeno se encuentran unidos al carbono, un elemento poco electronegativo.

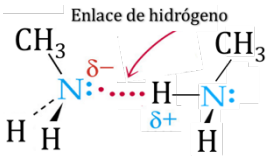
2) Los alcoholes sí cumplen la condición propuesta ya que, presentan un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo de oxígeno, un elemento muy electronegativo.



4) Los ácidos carboxílicos sí cumplen la condición propuesta ya que, presentan un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo de oxígeno, un elemento muy electronegativo.



5) Las aminas sí cumplen la condición propuesta, ya que presentan un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo de nitrógeno, un elemento muy electronegativo.



La respuesta correcta es la **c**.

2.12. ¿Cuál de los siguientes datos no es indicativo de la presencia de enlace de hidrógeno en el sistema?
a) Temperatura de congelación
b) Entalpía de vaporización
c) Temperatura de ebullición
d) Masa molecular

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

El enlace de hidrógeno es un enlace intermolecular que se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

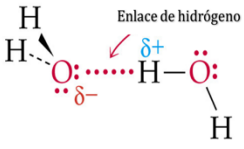
La existencia de este enlace adicional entre las moléculas es responsable del aumento de la temperatura de ebullición y el descenso de la temperatura de congelación, así como del aumento de la entalpía de vaporación de la sustancia.

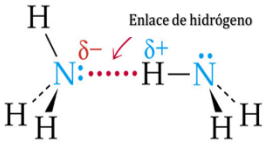
La respuesta correcta es la **d**.

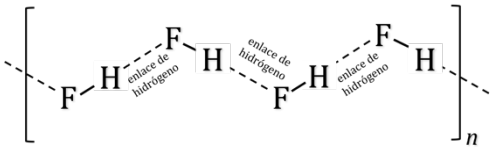
2.13. Los puntos de ebullición de los compuestos de hidrógeno de los elementos del bloque *p* muestran una variación suave, pero los del nitrógeno (NH_3), oxígeno (H_2O) y flúor (HF) son sorprendentemente diferentes. ¿Por qué?
a) Son líquidos
b) Son moléculas polares
c) Existen enlaces de hidrógeno
d) Hay interacciones entre dipolos

(O.Q.L. Asturias 1999)

Esta anomalía con la temperatura ebullición que presentan las sustancias propuestas es debida a la existencia de fuerzas intermoleculares muy intensas, los enlaces de hidrógeno.







El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

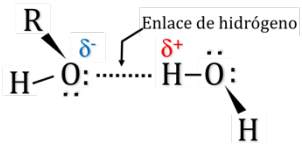
La respuesta correcta es la **c**.

2.14. ¿Cuál de las siguientes especies químicas será la más insoluble en agua?
a) CCl_4
b) CsBr
c) LiOH
d) CH_3CH_2OH

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Málaga 2019) (O.Q.L. Castilla y León 2020)

▪ Las moléculas de CCl_4 tienen enlace covalente pero no presentan momento dipolar permanente, por lo no puede existir ningún tipo de interacción entre las moléculas de CCl_4 y las de H_2O, por tanto, ambas sustancias son inmiscibles entre sí.

▪ Los compuestos CsBr y LiOH tienen enlace predominantemente iónico y en agua se disocian fácilmente en iones ya que las fuerzas de atracción regidas por la ley de Coulomb que mantienen unidos a los iones que forman la red cristalina se hacen mucho más pequeñas en agua debido a que la constante dieléctrica del agua tiene un valor elevado ($\varepsilon = 80\ \varepsilon_0$). Posteriormente, los iones se vean atraídos por moléculas de agua mediante interacciones ion-dipolo.



▪ Las moléculas de CH_3CH_2OH (etanol) se unen con las moléculas de agua mediante enlaces intermoleculares llamados enlaces de hidrógeno. Estos se forman cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

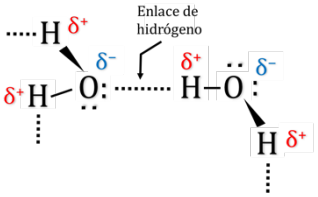
La respuesta correcta es la **a**.

2.15. Indique la causa por la que el punto de ebullición del agua es mucho mayor que el de los correspondientes hidruros de los elementos de su grupo.
a) Porque disminuye al bajar en el grupo.
b) Porque aumenta con el carácter metálico.
c) Por la existencia de fuerzas de van der Waals.
d) Por la existencia de uniones por enlace de hidrógeno.
e) Porque el oxígeno no tiene orbitales *d*.

(O.Q.N. Murcia 2000)

Los compuestos binarios del hidrógeno con los elementos del grupo 16 de la tabla periódica presentan enlace covalente y presentan momento dipolar permanente, pero solo el agua puede formar un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, lo que determina que tenga un punto de ebullición anómalo.

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



La respuesta correcta es la **d**.

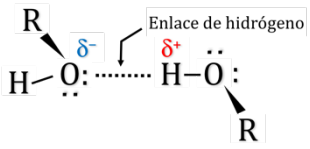
2.16. El punto de ebullición de los cuatro primeros alcoholes de cadena normal es:

Alcohol	T_{eb} (°C)
CH_3OH (metanol)	65
C_2H_5OH (etanol)	78
C_3H_7OH (propanol)	98
C_4H_9OH (butanol)	117

Este aumento gradual al crecer el número de átomos de carbono se debe principalmente a que:
a) Aumenta la fuerza del enlace de hidrógeno.
b) Es mayor el número de enlaces covalentes.
c) Aumentan las fuerzas de van der Waals.
d) La hibridación de los orbitales atómicos es cada vez mayor.
e) Aumenta la polaridad de la molécula.

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Madrid 2017)

▪ Las moléculas de alcohol se unen entre sí mediante enlaces intermoleculares llamados enlaces de hidrógeno. Estos se forman cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



▪ Además de los enlaces de hidrógeno, existen entre las moléculas de alcohol fuerzas intermoleculares de van der Waals conocidas como fuerzas de dispersión de London. La intensidad de las mismas aumenta con el volumen atómico y la masa molecular, factores que hacen que las sustancias sean más polarizables.

Debido al aumento de la intensidad de estas fuerzas de dispersión de London, la temperatura de fusión es mínima en el metanol y máxima en el butanol.

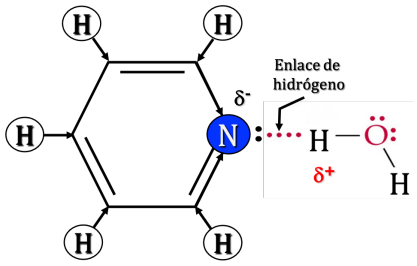
La respuesta correcta es la **c**.

2.17. El benceno, C_6H_6, es ligeramente soluble en agua, mientras que la piridina, C_5H_5N, lo es completamente:
a) Porque la piridina es un compuesto no polar.
b) Por la elevada constante dieléctrica del agua.
c) Porque la piridina es polar y forma enlaces de hidrógeno con el agua.
d) Por la posibilidad de resonancia en el benceno, que le da una mayor estabilidad.

(O.Q.L. Asturias 2001)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Como se puede observar en la imagen, la piridina es una sustancia polar y se establece un enlace de hidrógeno entre el nitrógeno de la piridina y el hidrógeno del agua que explica la solubilidad de la piridina en agua.



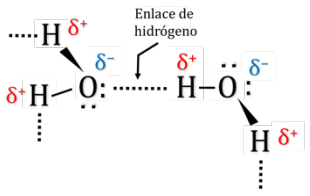
Por el contrario, el benceno es una sustancia que ni es polar ni es capaz de formar enlaces de hidrógeno con el agua.

La respuesta correcta es la **c**.

2.18. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es incorrecta?
a) La temperatura de fusión del agua es anormalmente baja si se compara con la que corresponde a los hidruros de los otros elementos del grupo 16.
b) La temperatura de fusión del yodo es mayor que la del bromo.
c) El diamante no conduce la corriente eléctrica.
d) El bromuro de sodio es soluble en agua.

(O.Q.L. Murcia 2002)

a) **Incorrecto**. Los compuestos binarios del hidrógeno con los elementos del grupo 16 de la tabla periódica tienen enlace covalente y presentan momento dipolar permanente, pero solo H_2O puede formar un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, lo que determina que el H_2O tenga un punto de fusión anómalo, unos 200 K mayor con respecto al resto de los hidruros del grupo.



El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

b) Correcto. Las fuerzas de dispersión de London son más intensas en el I_2 que el Br_2, ya que al ser más voluminoso es más polarizable, lo que determina que su temperatura de fusión sea mayor. Consultando la bibliografía, I_2 (387,2 K) > Br_2 (266 K).

c) Correcto. Los átomos de carbono que forman el diamante se encuentran unidos mediante enlaces covalentes formando tetraedros de forma que no existen electrones deslocalizados que permitan el paso de la corriente eléctrica.

d) Correcto. El NaBr tiene enlace predominantemente iónico y en agua se disocia fácilmente en iones ya que las fuerzas de atracción regidas por la ley de Coulomb que mantienen unidos a los iones que forman la red cristalina se hacen mucho más pequeñas en agua debido a que la constante dieléctrica del agua tiene un valor elevado ($\varepsilon = 80\ \varepsilon_0$). Posteriormente, los iones se vean atraídos por moléculas de agua mediante interacciones ion-dipolo.

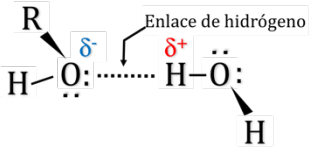
La respuesta correcta es la **a**.

2.19. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones acerca de la disolución de diversas sustancias en agua es correcta?
a) El cloroformo, $CHCl_3$, es soluble en agua ya que, al igual que le ocurre al NaCl, se disocia completamente en disolución.
b) El I_2 es más soluble en agua que el NaCl ya que, por ser un sólido molecular, la interacción entre sus moléculas es más débil.
c) El CH_4 y todos los hidrocarburos ligeros son muy solubles en agua por su capacidad de formar enlaces de hidrógeno con el disolvente.
d) El butanol no es completamente soluble en agua debido a la cadena apolar.
e) El CH_3OH es completamente soluble en agua por su capacidad de formar enlace de hidrógeno con este disolvente.
f) Todas las sales iónicas son muy solubles en agua.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Cantabria 2016)

a-b-c) Incorrecto. El $CHCl_3$ es una sustancia con enlace covalente polar y, I_2 y CH_4 son sustancias con enlace covalente no polar. Ninguna de las tres, a diferencia del NaCl, se disocian en iones en contacto con el H_2O, lo que determina que su solubilidad sea muy baja.

d-e) **Correcto**. Las moléculas de alcohol se unen a las moléculas de H_2O mediante enlaces intermoleculares llamados enlaces de hidrógeno. Estos se forman cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



Conforme aumenta el número de átomos de carbono del alcohol disminuye su solubilidad ya que la parte hidrofóbica de la cadena se hace más grande.

f) **Correcto**. Las sales iónicas se disuelven fácilmente en agua ya que las fuerzas de atracción regidas por la ley de Coulomb que mantienen unidos a los iones que forman la red cristalina se hacen mucho más pequeñas en agua debido a que la constante dieléctrica del agua tiene un valor elevado ($\varepsilon = 80\ \varepsilon_0$). Posteriormente, los iones se vean atraídos por moléculas de agua mediante interacciones ion-dipolo.

Las respuestas correctas son **d**, **e** y **f**.

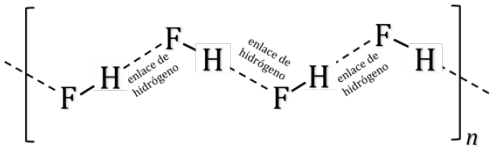
2.20. ¿En cuál de las siguientes sustancias cabe esperar que exista una mayor interacción molecular?
a) $F_2(g)$
b) $H_2(g)$
c) $H_2S(g)$
d) $HF(g)$

(O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. Murcia 2013) (O.Q.L. Murcia 2020)

▪ H_2 y F_2 son sustancias que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son fuerzas de dispersión de London, que serán más intensas en el F_2 debido a que es una sustancia con mayor volumen atómico. Estas interacciones intermoleculares son las más débiles que existen.

▪ H_2S es una sustancia que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar forma un enlace intermolecular del tipo dipolo-dipolo. Esta interacción tiene una intensidad algo mayor que la anterior.

▪ HF es una sustancia que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar forma un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares.



El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

La respuesta correcta es la **d**.

2.21. Señale la opción que considere correcta:
a) Temperatura de fusión del cobre = 18 °C.
b) Temperatura de ebullición del SO_2 = 40 °C.
c) Temperatura de fusión del cloruro de sodio = 102 °C.
d) Temperatura de ebullición del etanol = 78 °C.

(O.Q.L. Murcia 2004)

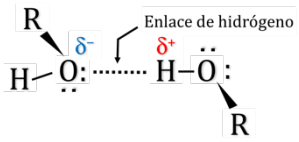
Presentará mayor punto de fusión y de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas o forme una red cristalina más fuerte y, por el contrario, el menor punto de fusión y de ebullición le corresponderá a la sustancia que presente las fuerzas intermoleculares más débiles.

a) Falso. Cu es una sustancia que tiene enlace metálico y forma una red cristalina metálica sólida a temperatura ambiente. Las fuerzas que mantienen unidos a los átomos de cobre en la red son muy intensas, por lo que no es posible que su temperatura de fusión sea 18 °C.

b) Falso. SO_2 es una sustancia que tiene enlace covalente, pero que presenta momento dipolar permanente por lo que existen fuerzas intermoleculares del tipo dipolo-dipolo. Además, también presenta fuerzas intermoleculares de dispersión de London. Se trata de una sustancia que es gaseosa a temperatura ambiente, por lo que no es posible que su temperatura de ebullición sea 40 °C.

c) Falso. NaCl es una sustancia que tiene enlace iónico y forma una red cristalina iónica, sólida a temperatura ambiente y difícil de romper, por lo que no es posible que su temperatura de fusión sea 120 °C.

d) **Verdadero**. El etanol es una sustancia que presenta enlace covalente polar y, además, sus moléculas se unen entre sí mediante enlaces intermoleculares llamados enlaces de hidrógeno. Estos se forman cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. Se trata de una sustancia que es líquida a temperatura ambiente, por tanto, es posible que su temperatura de ebullición sea 78 °C.



La respuesta correcta es la **d**.

2.22. ¿Cuál de estas afirmaciones no es correcta?
a) La molécula de cloruro de hidrógeno presenta polaridad.
b) El potasio es un elemento diamagnético.
c) El H_2 es una molécula.
d) El agua presenta enlaces de hidrógeno.

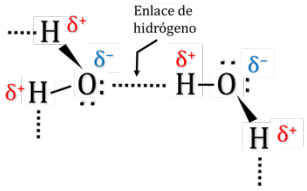
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

a) Correcto. La molécula de HCl está formada por dos elementos de diferente electronegatividad, por lo que presenta un único dipolo dirigido hacia el cloro que es el elemento más electronegativo de los dos.

b) **Incorrecto**. La configuración electrónica abreviada del potasio ($Z = 19$) es [Ar] $4s^1$. Como se observa, presenta un electrón desapareado por lo que es una especie paramagnética.

c) Correcto. La molécula de H_2 es la más sencilla que existe. En ella, los dos átomos de hidrógeno se encuentran unidos mediante un enlace covalente puro.

d) Correcto. El H_2O es una sustancia que presenta enlace covalente polar y, además, sus moléculas se unen entre sí mediante enlaces intermoleculares llamados enlaces de hidrógeno. Estos se forman cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

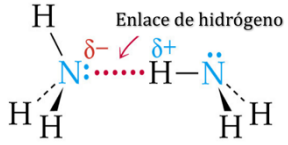


La respuesta correcta es la **b**.

2.23. Sobre el amoníaco se puede afirmar:
a) Sus moléculas están unidas por enlaces de hidrógeno.
b) Es un compuesto iónico.
c) Su molécula es octaédrica.
d) Su molécula es apolar.

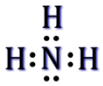
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

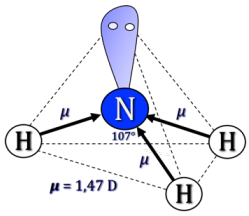
a) **Verdadero**. Las moléculas de amoniaco se encuentran unidas por enlaces de hidrógeno, un enlace que se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



b) Falso. Se trata de una molécula formada por dos elementos muy electronegativos, por lo que tiene un enlace predominantemente covalente.

c-d) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:





De acuerdo con la notación del modelo RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo hay tres átomos unidos al átomo central.

Como el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esta geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}47$ D) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **a**.

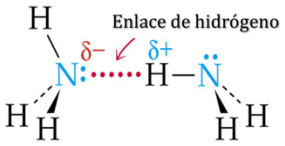
2.24. Los hidruros de la familia del nitrógeno presentan los siguientes puntos de ebullición:

SbH_3	AsH_3	PH_3	NH_3
–17°C	–55°C	–87°C	–33°C

El amoníaco no presenta la tendencia de disminución del punto de ebullición por la presencia de:
a) Enlace iónico
b) Enlace metálico
c) Enlace de hidrógeno
d) Fuerzas de van der Waals
e) Masa molecular más baja
f) Enlaces covalentes fuertes entre los átomos.

(O.Q.L. Baleares 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

La anomalía que presenta el amoniaco en su punto de ebullición respecto al resto de los hidruros del grupo 15 de la tabla periódica se debe a que sus moléculas se encuentran unidas mediante enlace de hidrógeno.



Este tipo de enlace que se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

La respuesta correcta es la **c**.

(En la cuestión propuesta en Castilla y León no se proporcionan las temperaturas).

2.25. ¿Cuál de las siguientes moléculas no puede formar enlaces de hidrógeno en fase condensada?
a) Sulfuro de hidrógeno
b) Etanol
c) Agua
d) Metilamina
e) Acetona
f) Ácido acético
g) Metanol
h) Fluoruro de hidrógeno
i) Dimetiléter

(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. Madrid 2015) (O.Q.L. Preselección Valencia 2016) (O.Q.L. Preselección Valencia 2017) (O.Q.L. Castilla y León 2019)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído también por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

▪ El etanol (CH_3CH_2OH), metanol (CH_3OH), ácido acético (CH_3COOH), agua (H_2O), fluoruro de hidrógeno (HF) y metilamina (CH_3NH_2) poseen un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo, por lo que sí pueden dar este tipo de enlace.

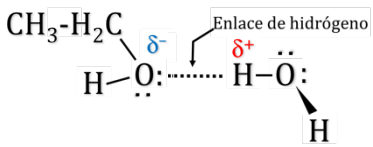
▪ El sulfuro de hidrógeno (H_2S), acetona (CH_3COCH_3) y dimetiléter (CH_3OCH_3) no poseen átomos de hidrógeno unidos a un elemento muy electronegativo, por lo que no pueden formar enlace de hidrógeno.

Las respuestas correctas son **a, e, i**.

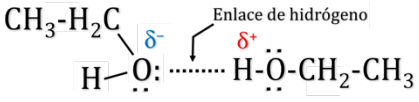
2.26. El compuesto que es más soluble en agua y tiene mayor punto de ebullición es:
a) CH_3COCH_3
b) CH_3CH_2Br
c) CH_3CHO
d) CH_3CH_2OH
e) CH_3CH_3

(O.Q.N. Vigo 2006)

▪ El compuesto más soluble en agua es aquel que sea capaz de formar enlaces de hidrógeno con el agua. El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



▪ El compuesto con mayor punto de ebullición es aquel cuyas moléculas son capaces de unirse entre sí mediante enlaces de hidrógeno.



La única de las sustancias propuestas capaz de cumplir esa doble condición es el etanol, CH_3CH_2OH.

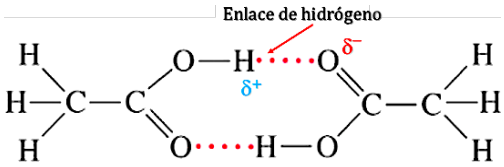
La respuesta correcta es la **d**.

2.27. ¿Cuáles de estas sustancias interaccionan mediante enlaces de hidrógeno intermoleculares?
a) $(CH_3)_3N$
b) CH_3OCH_3
c) CH_3COOCH_3
d) CH_2ClCCl_3
e) CH_3COOH

(O.Q.L. País Vasco 2006)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

La única de las sustancias propuestas que cumple esa condición es CH_3COOH.



La respuesta correcta es la **e**.

2.28. De las siguientes afirmaciones, todas ciertas, ¿cuál tendría su explicación en la existencia de enlaces de hidrógeno?
a) El etano tiene el punto de ebullición superior al metano.
b) El punto de ebullición del CO es ligeramente superior al del N_2.
c) El H_2Te tiene punto de ebullición superior al del H_2Se.
d) El punto de ebullición del etanol es superior al del éter etílico.

(O.Q.L. Murcia 2006)

El enlace de hidrógeno o por puentes de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

▪ El etanol (CH_3CH_2OH) sí forma enlace de hidrógeno ya que posee un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo como el oxígeno.



▪ El éter etílico (CH_3OCH_3) no forma enlace de hidrógeno ya que los átomos de hidrógeno se encuentran unidos al carbono, un elemento no tan electronegativo.



El etanol (CH_3CH_2OH) tiene mayor punto de ebullición que el éter etílico (CH_3OCH_3) ya que sí puede formar enlaces de hidrógeno.

▪ Etano (CH_3CH_3), CO, N_2, H_2Se y H_2Te no cumplen las condiciones para formar enlace de hidrógeno.

La respuesta correcta es la **d**.

2.29. Indique cuál o cuáles de los siguientes compuestos pueden formar enlace de hidrógeno: metanol, etilamina, etano, propanona.
a) Metanol y etilamina
b) Propanona y metanol
c) Metanol
d) Etano

(O.Q.L. Baleares 2008)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

▪ La propanona o acetona (CH_3COCH_3) y el etano (CH_3CH_3) no poseen átomos de hidrógeno unidos a un elemento muy electronegativo, por lo que no pueden dar este tipo de enlace.

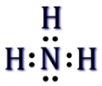
▪ El metanol (CH_3OH) y la etilamina ($CH_3CH_2NH_2$) sí poseen un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo como oxígeno y nitrógeno, respectivamente, por lo que sí pueden dar enlace de hidrógeno.

La respuesta correcta es la **a**.

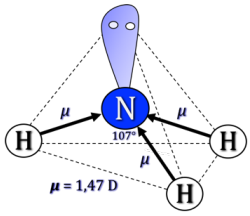
2.30. Habida cuenta de las características del enlace en el amoníaco, puede deducirse que este compuesto presenta las siguientes propiedades:
a) La molécula es polar, es base de Lewis y tiene alta constante dieléctrica.
b) La molécula es apolar, es base de Lewis y forma enlaces de hidrógeno.
c) La molécula es plana, forma enlaces de hidrógeno y es ácido de Lewis.
d) Es un compuesto iónico, se disocia en medio acuoso y es base fuerte.

(O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2009)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



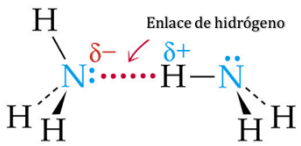
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres átomos unidos al átomo central.



Como el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}47$ D) y la molécula es polar.

▪ De acuerdo con la teoría ácido-base de Lewis (1916), el amoníaco es una base de Lewis, ya que el nitrógeno tiene un par de electrones solitario que puede ceder para compartir con un ácido.

▪ Presenta enlace intermolecular de hidrógeno, un enlace que se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



▪ La existencia de este tipo de enlace es responsable de que sea un disolvente polar y tenga una constante dieléctrica elevada ($\varepsilon = 22$) aunque no tan grande como la del agua ($\varepsilon = 80$).

La respuesta correcta es la **a**.

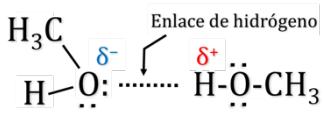
2.31. ¿Cuál de los siguientes compuestos puede formar enlaces de hidrógeno?
a) Etano, CH_3CH_3
b) Sulfuro de hidrógeno, H_2S
c) Metanol, CH_3OH
d) Acetona, CH_3COCH_3

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

▪ Tanto etano (CH_3CH_3), como sulfuro de hidrógeno (H_2S) y acetona (CH_3COCH_3), no poseen átomos de hidrógeno unidos a un elemento muy electronegativo, por lo que no pueden dar este tipo de enlace.

▪ El metanol (CH_3OH) posee un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo como el oxígeno, por lo que sí puede dar este tipo de enlace.



La respuesta correcta es la **c**.

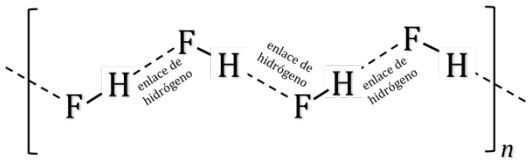
2.32. De los siguientes compuestos: acetona, metano, fluoruro de hidrógeno y metanol; poseen enlace de hidrógeno:
a) Fluoruro de hidrógeno y metanol
b) Acetona, metano y metanol
c) Fluoruro de hidrógeno
d) Acetona, metano, fluoruro de hidrógeno y metanol

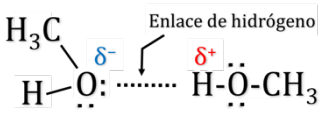
(O.Q.L. Murcia 2010)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

▪ Tanto metano (CH_4), como acetona (CH_3COCH_3), no poseen átomos de hidrógeno unidos a un elemento muy electronegativo, por lo que no pueden dar este tipo de enlace.

▪ El fluoruro de hidrógeno (HF) y metanol (CH_3OH), poseen un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo, flúor y oxígeno, respectivamente, por lo que sí pueden dar este tipo de enlace.





La respuesta correcta es la **a**.

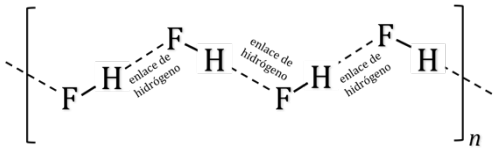
2.33. Indique en cuál o cuáles de las siguientes sustancias están presentes las fuerzas intermoleculares de enlace de hidrógeno:
a) NaH
b) HF
c) $CHCl_3$
d) HCl

(O.Q.L. Canarias 2010)

El enlace de hidrógeno es el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso F) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

▪ El enlace existente en el NaH es iónico, por lo que forma una red cristalina sólida a temperatura ambiente.

▪ Las sustancias HF, $CHCl_3$ y HCl presentan enlace covalente por lo que son compuestos moleculares. Las tres tienen átomos de hidrógeno, pero en el caso de $CHCl_3$, este se encuentra unido a un átomo poco electronegativo (C). En las otras dos, el átomo de hidrógeno sí se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (F y Cl), solo que el átomo de cloro no es un átomo tan pequeño como el flúor. Por tanto, de las tres sustancias moleculares propuestas, la única que presenta enlace de hidrógeno es HF.



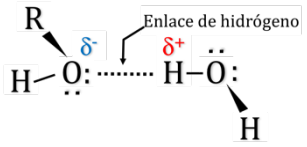
La respuesta correcta es la **b**.

2.34. ¿Cuál de las siguientes sustancias es más soluble en agua?
a) C_2H_6
b) C_2H_5OH
c) $C_2H_4Cl_2$
d) $(C_2H_5)_2O$

(O.Q.L. Valencia 2010)

Para que una sustancia que tiene enlace covalente se disuelva en agua es preciso que se formen enlaces intermoleculares del tipo enlace de hidrógeno entre las moléculas de la sustancia y las de agua.

▪ El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



De las sustancias propuestas la única que puede formar este enlace con el agua es el C_2H_5OH.

▪ Las sustancias C_2H_6, $C_2H_4Cl_2$ y $(C_2H_5)_2O$ no poseen átomos de hidrógeno unidos a un elemento muy electronegativo como el oxígeno, por lo que no pueden dar este tipo de enlace.

La respuesta correcta es la **b**.

2.35. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?
a) El hierro tiene propiedades magnéticas.
b) La molécula de trifluoruro de boro es apolar.
c) El agua presenta enlaces de hidrógeno.
d) El neón, como todos los gases elementales, presenta moléculas diatómicas.

(O.Q.L. Murcia 2011)

a) Verdadero. La configuración electrónica abreviada del Fe ($Z = 26$) es [Ar] $4s^2\ 3d^6$, ya que de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

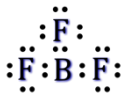
> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos"

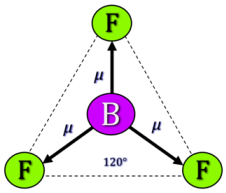
le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

$4s$	$3d$				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

Como se puede observar, tiene cuatro electrones desapareados por lo que se trata de una especie paramagnética capaz de interaccionar con un campo magnético.

b) Verdadero. La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:

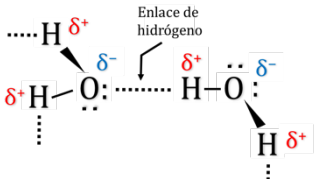




De acuerdo con la notación del modelo RPECV el BF_3 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.

Al ser el flúor ($\chi = 3{,}98$) más electronegativo que el boro ($\chi = 2{,}04$), los enlaces son polares, y, con esta geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

c) Verdadero El enlace de hidrógeno es un enlace intermolecular que se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



d) **Falso**. Los gases nobles no forman ningún tipo de moléculas ya que tienen su capa de valencia completa con ocho electrones.

La respuesta correcta es la **d**.

2.36. Para los siguientes compuestos puede afirmarse que:
A: CH_3CH_2OH B: CH_3OCH_3
a) Son isómeros geométricos.
b) A tiene mayor punto de ebullición que B.
c) A es un sólido cristalino a temperatura ambiente.
d) Son isomorfos quirales.

(O.Q.L. Murcia 2011)

a) Falso. A la vista de las estructuras de Lewis de ambas sustancias:



ninguna presenta un doble enlace.

b) **Verdadero**. Presentará mayor punto de ebullición la sustancia en la que sus moléculas sean capaces de formar enlace de hidrógeno.

El enlace de hidrógeno es un enlace intermolecular que se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

▪ El compuesto A, etanol (CH_3CH_2OH), sí forma enlace de hidrógeno ya que posee un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo como el oxígeno.



▪ El compuesto B, éter etílico (CH_3OCH_3) no forma enlace de hidrógeno ya que los átomos de hidrógeno se encuentran unidos al carbono, un elemento no tan electronegativo como el oxígeno.



Por tanto, el punto de ebullición del etanol (A) es mayor que el del éter etílico (B).

c) Falso. Los enlaces de hidrógeno del etanol no son tan intensos como para que esta sustancia forme un sólido molecular a temperatura ambiente.

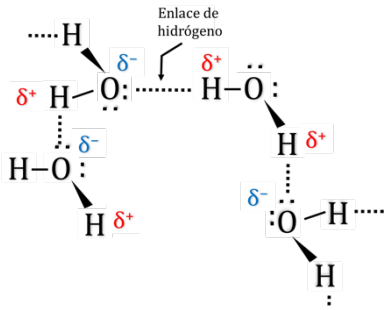
d) Falso. Ninguno de los compuestos propuestos posee un carbono que presente quiralidad.

La respuesta correcta es la **b**.

2.37. ¿Qué tipo de enlace hay que romper para fundir el hielo?
a) Enlace de hidrógeno
b) Enlace covalente
c) Enlace iónico
d) Ninguno, las moléculas no están enlazadas.

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

Las moléculas de H_2O que forman el hielo se encuentran unidas mediante un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno. Esto motiva que el H_2O tenga un punto de fusión anómalo con respecto al resto de los hidruros del grupo 16.



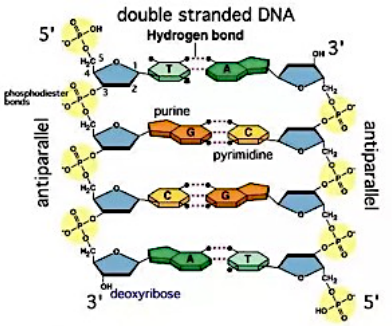
El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

La respuesta correcta es la **a**.

2.38. El modelo de doble hélice del ADN establece que las bases nitrogenadas de las cadenas se enfrentan y aparecen entre ellas enlaces o uniones del tipo:
a) Iónico
b) Covalente polar
c) Fuerzas de van der Waals
d) Enlace de hidrógeno

(O.Q.L. Madrid 2012)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



Las bases nitrogenadas contienen grupos amino $-NH_2$ que son los que forman enlaces intermoleculares del tipo enlace de hidrógeno:

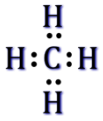
- citosina y guanina están unidas entre sí mediante tres enlaces de hidrógeno
- adenina y timina están unidas entre sí mediante dos enlaces de hidrógeno.

La respuesta correcta es la **d**.

2.39. Dadas las moléculas: NH_3, H_2S, CH_4 y BH_3 se puede decir:
a) La hibridación del carbono en el CH_4 es del tipo sp^2.
b) La molécula de H_2S es apolar.
c) El NH_3 es el compuesto de mayor temperatura de ebullición.
d) La molécula de BH_3 es piramidal.

(O.Q.L. Murcia 2013)

a) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

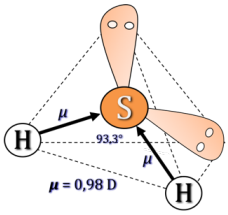


De acuerdo con la notación del modelo RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica. En las especies que presentan esta disposición, el átomo central tiene hibridación sp^3.

b) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de dihidrógeno es:



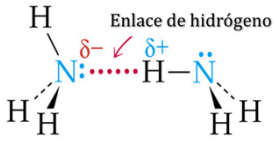
De acuerdo con la notación del modelo RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Al ser el azufre ($\chi = 2{,}58$) más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esta geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}98$ D) y la molécula es polar.

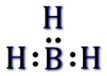
c) **Verdadero**. Presentará mayor punto de ebullición la sustancia cuyas moléculas sean capaces de formar enlace de hidrógeno.

El enlace de hidrógeno es un enlace intermolecular que se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

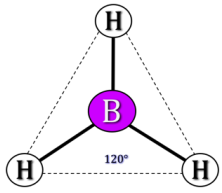


De las sustancias propuestas, el NH_3 es la única que tiene átomos de hidrógeno unidos a un elemento muy electronegativo como el nitrógeno, por lo que puede formar enlaces de hidrógeno. Esto motiva que su temperatura de ebullición sea superior a la de las otras sustancias propuestas.

d) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de borano es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el BH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.



La respuesta correcta es la **c**.

2.40. Entre las siguientes sustancias:
A) CH_3CH_2OH B) CH_3OCH_3 C) CH_3COOH D) $(CH_3)_3N$ E) CH_3CHO
las que presentan enlaces de hidrógeno son:
a) A y C
b) A, C y D
c) A, C y E
d) B y D

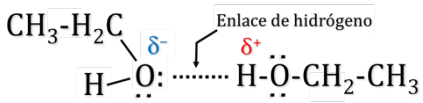
(O.Q.L. Asturias 2013)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

▪ Las sustancias B (CH_3OCH_3) y E (CH_3CHO) no forman enlace de hidrógeno ya que los átomos de hidrógeno se encuentran unidos al carbono, un elemento no tan electronegativo como el oxígeno.



▪ Las sustancias A (CH_3CH_2OH), C (CH_3COOH) y D ($(CH_3)_3N$) sí forman enlace de hidrógeno ya que poseen un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo como oxígeno o nitrógeno.



La respuesta correcta es la **b**.

2.41. De las siguientes sustancias, CH_4, H_2O, CH_3OH, NH_3, H_2Te y HF, ¿en cuál de ellas no se produce enlace de hidrógeno?
a) CH_4
b) H_2O
c) CH_3OH
d) NH_3
e) HF
f) H_2Te

(O.Q.L. Preselección Valencia 2013) (O.Q.L. Castilla y León 2014) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

▪ Las sustancias H_2O, CH_3OH, NH_3 y HF, poseen un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo, oxígeno, nitrógeno o flúor, por lo que sí pueden dar este tipo de enlace.

▪ Las sustancias CH_4 y H_2Te no poseen átomos de hidrógeno unidos a un elemento muy electronegativo, por lo que no pueden dar enlace de hidrógeno.

Las respuestas correctas son **a** y **f**.

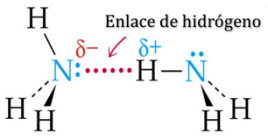
2.42. De los siguientes compuestos, HF, NH_3, PH_3 y SiH_4, ¿en cuáles deben existir enlaces de hidrógeno?
a) HF y NH_3
b) HF y PH_3
c) NH_3 y PH_3
d) PH_3 y SiH_4

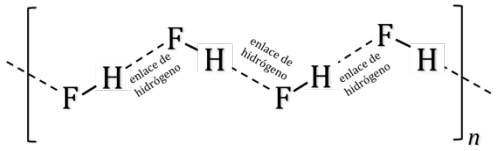
(O.Q.L. Castilla y León 2013)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

▪ Los compuestos PH_3 y SiH_4 no poseen átomos de hidrógeno unidos a un elemento muy electronegativo, por lo que no pueden dar enlace de hidrógeno.

▪ Los compuestos NH_3 y HF, poseen un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo, nitrógeno u oxígeno, por lo que sí pueden dar enlace de hidrógeno.





La respuesta correcta es la **a**.

2.43. Las fuerzas de enlace de hidrógeno:
a) Son más débiles que las de van der Waals.
b) Son las que provocan el estado líquido del Br_2.
c) Se pueden dar entre moléculas con enlaces N—H.
d) Se encuentran entre moléculas de CH_4.

(O.Q.L. Murcia 2014)

a) Falso. El enlace de hidrógeno es el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares.

b) Falso. Las fuerzas intermoleculares que mantienen unidas a las moléculas de Br_2 son del tipo fuerzas de dispersión de London, que son tanto más intensas cuanto más voluminosa sea la especie química.

c) **Verdadero**. El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. Este es el caso del amoniaco o las aminas que presentan enlaces N—H.

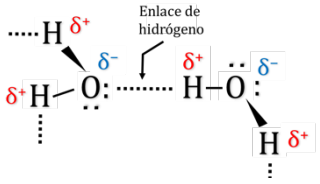
d) Falso. Según lo expuesto en el apartado anterior.

La respuesta correcta es la **c**.

2.44. ¿Cuál de las siguientes sustancias presenta fuerzas intermoleculares de atracción más intensas?
a) H_2
b) H_2Te
c) H_2Se
d) H_2O

(O.Q.L. Murcia 2014) (O.Q.L. Murcia 2015)

Excepto la molécula de H_2, las tres moléculas restantes tienen enlace covalente polar y presentan enlace intermolecular del tipo dipolo-dipolo, aunque, el H_2O es la única que presenta, además, enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno que es el enlace intermolecular más fuerte que existe.



El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

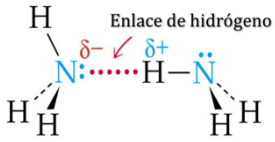
La respuesta correcta es la **d**.

2.45. La razón por la que el punto de ebullición del PH_3 es menor que el del NH_3 es:
a) El PH_3 es un compuesto polar y el NH_3 no lo es.
b) En el PH_3 no hay enlaces de hidrógeno entre las moléculas y en el NH_3 sí.
c) Las fuerzas de van der Waals en PH_3 son más intensas que en NH_3.
d) Las moléculas de PH_3 son de mayor tamaño que las de NH_3.

(O.Q.L. Asturias 2014)

Presentará mayor punto de ebullición la sustancia cuyas moléculas sean capaces de formar enlace de hidrógeno.

El enlace de hidrógeno es un enlace intermolecular que se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



▪ El PH_3 no posee átomos de hidrógeno unidos a un elemento muy electronegativo, por lo que no puede dar enlace de hidrógeno.

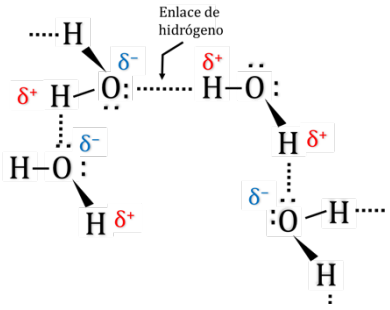
▪ El NH_3 tiene átomos de hidrógeno unidos a un elemento muy electronegativo como el nitrógeno, por lo que puede formar enlaces de hidrógeno. Esto motiva que su temperatura de ebullición sea superior a la del PH_3.

La respuesta correcta es la **b**.

2.46. Señale cuál de las siguientes proposiciones es cierta:
a) El enlace del hielo es de tipo iónico.
b) Para evaporar agua líquida hay que romper enlaces covalentes.
c) Para evaporar agua líquida hay que romper enlaces de hidrógeno.
d) Para fundir hielo hay romper enlaces covalentes.

(O.Q.L. Cantabria 2015)

Las moléculas de H_2O que forman el agua líquida y el hielo sólido se encuentran unidas mediante un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, por lo que para evaporar agua líquida o fundir hielo hay que romper este tipo de enlaces intermoleculares.



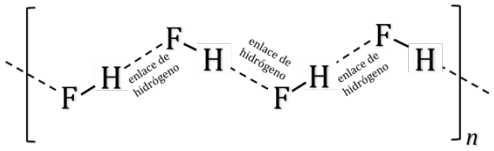
El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

La respuesta correcta es la **c**.

2.47. ¿Cuál de las siguientes especies puede formar enlaces de hidrógeno con otras moléculas o iones mismo tipo? I. HF II. CH_3F III. NH_4^+
a) I
b) III
c) I y III
d) I, II y III

(O.Q.L. La Rioja 2015)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído también por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



▪ El fluoruro de hidrógeno, HF, tiene un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo como el flúor, por lo que puede formar enlaces de hidrógeno.

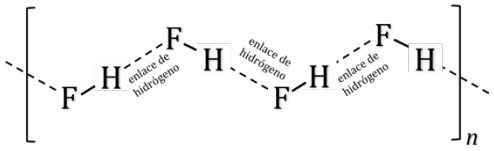
▪ El fluorometano, CH_3F, y el ion amonio, NH_4^+, no pueden formar enlace de hidrógeno ya que, el primero tiene sus átomos de hidrógeno unidos al carbono, un elemento poco electronegativo y, el segundo, no presenta ningún par solitario sobre el átomo de nitrógeno.

La respuesta correcta es la **a**.

2.48. ¿En cuál de las siguientes sustancias hay enlace de hidrógeno entre sus moléculas?
a) CH_3OCH_3
b) CH_3F
c) C_2H_2
d) HF

(O.Q.L. Valencia 2015)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído también por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



▪ El fluoruro de hidrógeno, HF, tiene un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo como el flúor, por lo que puede formar enlaces de hidrógeno.

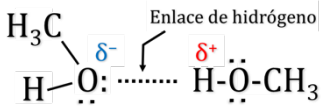
▪ Las sustancias CH_3OCH_3, CH_3F y C_2H_2, no pueden formar enlace de hidrógeno ya que tienen sus átomos de hidrógeno unidos al carbono, un elemento menos electronegativo que oxígeno o flúor.

La respuesta correcta es la **d**.

2.49. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene enlaces de hidrógeno?
a) H_2Te
b) CH_4
c) HCl
d) CH_3OH

(O.Q.L. Extremadura 2016)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



▪ El metanol, CH_3OH, tiene un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo como el oxígeno, por lo que puede formar enlaces de hidrógeno

▪ Las sustancias CH_4 y H_2Te, no pueden formar enlace de hidrógeno ya que tienen sus átomos de hidrógeno unidos al carbono y teluro, elementos menos electronegativos que el oxígeno.

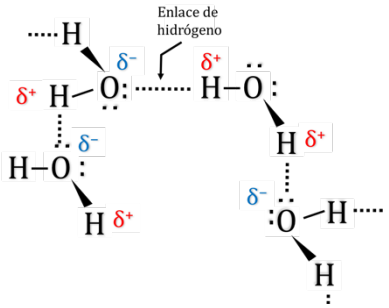
▪ La sustancia HCl no puede dar este tipo de enlace, porque, aunque el átomo de hidrógeno sí se encuentra unido a un átomo muy electronegativo, este no es un átomo pequeño.

La respuesta correcta es la **d**.

2.50. El elevado punto de ebullición observado en las moléculas de agua comparado con los puntos de ebullición de compuestos análogos del grupo 16, tales como H_2S, H_2Se y H_2Te, se debe principalmente a:
a) Enlaces intramoleculares de tipo enlaces de hidrógeno.
b) Fuerzas intermoleculares de van der Waals de tipo London.
c) Fuerzas intermoleculares de van der Waals de tipo dipolo-dipolo.
d) Fuerzas intermoleculares de van der Waals de tipo dipolo permanente-dipolo inducido.
e) Enlaces intermoleculares de tipo enlaces de hidrógeno.

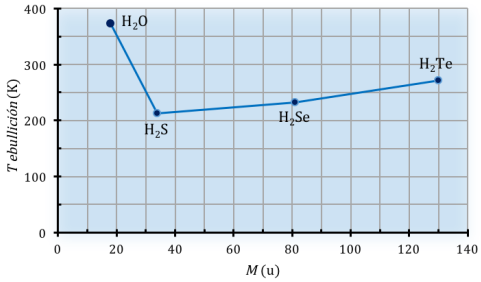
(O.Q.L. País Vasco 2016) (O.Q.L. País Vasco 2019)

Las moléculas de H_2O que forman el agua líquida se encuentran unidas mediante un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno.



El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

La existencia de este enlace de hidrógeno provoca que el H_2O tenga un punto de ebullición anómalo, de unos 200 K superior, con respecto al resto de los hidruros del grupo 16.



La respuesta correcta es la **e**.

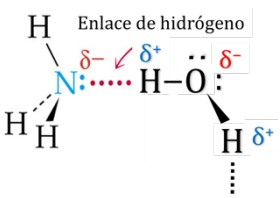
2.51. El compuesto A es 3.000 veces más soluble en agua que el compuesto B. Los compuestos A y B son respectivamente:
a) Hexano y 2-metilpentano
b) 2-Metilpentano y hexano
c) Fosfano y amoniaco
d) Amoniaco y fosfano

(O.Q.L. Asturias 2016)

La solubilidad de un compuesto en agua se explica mediante la formación de enlaces intermoleculares de hidrógeno entre ambos.

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

▪ El amoniaco (compuesto A) es mucho más soluble en agua que el fosfano (compuesto B) ya que el primero tiene átomos de hidrógeno unidos a un elemento muy electronegativo como el nitrógeno, por lo que es capaz de formar enlaces de hidrógeno con el agua.



El fosfano no puede formar enlace de hidrógeno ya que tienen sus átomos de hidrógeno unidos al fósforo, elemento menos electronegativos que el nitrógeno.

▪ Los compuestos hexano y 2-metilpentano no pueden formar entre sí enlace de hidrógeno ya que tienen sus átomos de hidrógeno unidos al carbono, un elemento menos electronegativo que nitrógeno.

La respuesta correcta es la **d**.

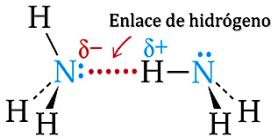
2.52. De las siguientes sustancias químicas en fase condensada, CH_3COOH, CH_3F, H_2S y NH_3 presentan enlace de hidrógeno:
a) CH_3COOH
b) CH_3COOH y NH_3
c) CH_3COOH, CH_3F y NH_3
d) Todas presentan enlace de hidrógeno.

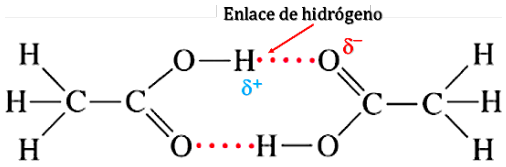
(O.Q.L. Valencia 2017)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído también por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

▪ El sulfuro de hidrógeno (H_2S) y fluorometano (CH_3F) no tienen átomos de hidrógeno unidos a un elemento muy electronegativo, por lo que no pueden formar enlace de hidrógeno.

▪ El ácido acético (CH_3COOH) y amoniaco (NH_3) tienen un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo, oxígeno en el primero y nitrógeno en el segundo, por lo que sí pueden dar enlace de hidrógeno.





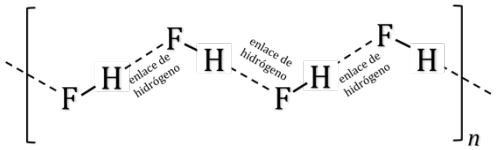
La respuesta correcta es la **b**.

2.53. En relación con los puntos de ebullición observados para el HF, HCl, HBr y HI:
a) El HI presenta la mayor temperatura de ebullición, por tener la mayor masa molecular.
b) El HBr presenta la mayor temperatura de ebullición, por mostrar fuerzas intermoleculares de van der Waals de tipo dipolo-dipolo.
c) El HCl presenta la mayor temperatura de ebullición, dado que forma los enlaces de hidrógeno más fuertes de esta familia.
d) El HF presenta la mayor temperatura de ebullición, debido a la formación de enlaces de hidrógeno intermoleculares.
e) El HF presenta la mayor temperatura de ebullición, debido a la formación de enlaces de hidrógeno intramoleculares.

(O.Q.L. País Vasco 2018)

Presentará mayor punto de ebullición la sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas.

Las cuatro sustancias porpuestas tienen enlace covalente polar y presentan enlaces intermoleculares del tipo dipolo-dipolo y fuerzas de dispersión de London. No obstante, el HF presenta, además, enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, por lo que le corresponde la temperatura de ebullición más alta.



El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído también por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

De las tres sustancias restantes, las fuerzas de dispersión de London son más intensas a medida que crece el volumen de la molécula ya que hace que esta sea más polarizable.

Consultando la bibliografía, los valores de los puntos de ebullición (K) de las sustancias propuestas son:

HF (290) > HI (237,7) > HBr (206,8) > HCl (188)

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Córdoba 2007, Galicia 2012, Madrid 2012 y Galicia 2017).

2.54. Señale la respuesta correcta:
a) El punto de ebullición del propan-1-ol es mayor que el del metoxietano.
b) El punto de ebullición del metoxietano es mayor que el del propan-1-ol.
c) Ambos compuestos son isómeros y tienen el mismo punto de ebullición
d) Ambos son sólidos a temperatura ambiente.

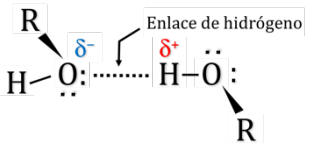
(O.Q.L. Castilla y León 2018)

Presentará mayor punto de ebullición la sustancia que presente fuerzas intermoleculares del tipo enlace de hidrógeno.

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído también por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

▪ El $CH_3OCH_2CH_3$ no puede formar enlace de hidrógeno ya que tiene sus átomos de hidrógeno unidos al carbono, elemento menos electronegativos que el oxígeno.

▪ El propan-1-ol, $CH_3CH_2CH_2OH$, y el metoxietano, $CH_3OCH_2CH_3$, son isómeros de función que tienen puntos de ebullición distintos, siendo el punto de ebullición del propan-1-ol superior al del metoxietano debido a que solo el primero es capaz de formar enlaces de hidrógeno entre sus moléculas ya que tiene un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo como el oxígeno.

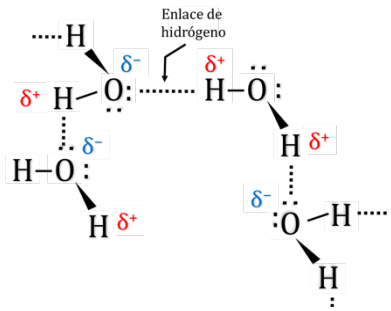


La respuesta correcta es la **a**.

2.55. En el proceso de sublimación del hielo de agua, a presión reducida, se rompen:
a) Interacciones de hidrógeno.
b) Interacciones de hidrógeno y enlaces covalentes.
c) Enlaces iónicos y enlaces covalentes.
d) Interacciones de hidrógeno y enlaces iónicos.

(O.Q.L. Asturias 2018)

El enlace que existen entre los átomos que forman la molécula de H_2O es un enlace covalente ya que hidrógeno y oxígeno son elementos que tienen electronegatividades altas.



Las moléculas de H_2O que forman el agua líquida y el hielo sólido se encuentran unidas mediante un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno.

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Puesto que la sublimación es un cambio físico, en el mismo solo se rompen los enlaces de hidrógeno que mantienen unidas a las moléculas de agua en el hielo.

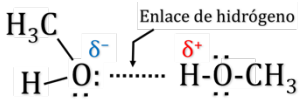
La respuesta correcta es la **a**.

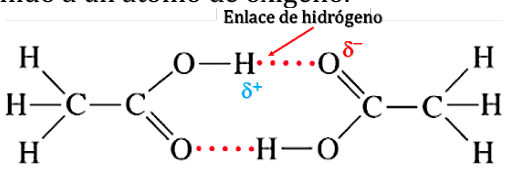
2.56. Los ácidos carboxílicos tienen una temperatura de ebullición mayor que la de los aldehídos, cetonas e incluso que los alcoholes de masa molecular comparable. Esto es debido fundamentalmente a:
a) La formación de enlaces de hidrógeno intramolecular en los ácidos carboxílicos.
b) La formación del ion carboxilato.
c) La asociación de moléculas de ácido carboxílico vía fuerzas de atracción de van der Waals.
d) La formación de enlaces de hidrógeno intermolecular en los ácidos carboxílicos.

(O.Q.N. Santander 2019)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Los aldehídos y las cetonas no cumplen la condición propuesta, ya que sus átomos de hidrógeno se encuentran unidos al carbono, un elemento menos electronegativo que el oxígeno; sin embargo, los alcoholes y los ácidos carboxílicos sí son capaces de formar enlaces de hidrógeno entre sus moléculas ya que presentan un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo de oxígeno.





Esta asociación intermolecular es la responsable de que los ácidos carboxílicos presenten temperaturas de ebullición más elevadas que el resto de las sustancias antes citadas.

La respuesta correcta es la **d**.

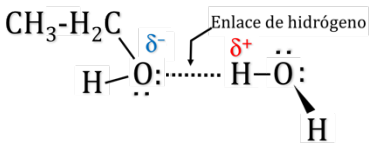
2.57. Es posible encontrar enlaces de hidrógeno en:
a) El agua y el metano
b) El metano y la acetona
c) La acetona y el etanol
d) El etanol y el agua

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

▪ Metano (CH_4) y acetona (CH_3COCH_3) no pueden formar enlace de hidrógeno ya que tienen sus átomos de hidrógeno unidos al carbono, elemento menos electronegativos que el oxígeno.

▪ Agua (H_2O) y etanol (CH_3CH_2OH) sí pueden formar enlace de hidrógeno ya que tienen sus átomos de hidrógeno unidos a un elemento muy electronegativo como el oxígeno.



La respuesta correcta es la **d**.

2.58. Los compuestos C_3H_8, CH_3CH_2OH y CH_3OCH_3 tienen masas molares similares ¿En cuál de las siguientes series de sustancias químicas, estas se encuentran ordenadas según fuerzas intermoleculares crecientes?
a) CH_3CH_2OH, C_3H_8, CH_3OCH_3
b) CH_3OCH_3, C_3H_8, CH_3CH_2OH
c) CH_3CH_2OH, CH_3OCH_3, C_3H_8
d) C_3H_8, CH_3OCH_3, CH_3CH_2OH

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

La intensidad de las fuerzas intermoleculares es:

dispersión de London < dipolo-dipolo < enlace de hidrógeno

▪ Las tres sustancias propuestas presentan enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London.

▪ El dimetiléter, CH_3OCH_3, posee, además, enlaces intermoleculares del tipo dipolo-dipolo.

▪ El etanol, CH_3CH_2OH, además de las fuerzas de dispersión de London, presenta enlaces de hidrógeno, ya tiene un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) que se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Las sustancias propuestas ordenadas según fuerzas intermoleculares crecientes son:

C_3H_8, CH_3OCH_3, CH_3CH_2OH

La respuesta correcta es la **d**.

2.59. ¿Qué sustancia formará enlaces de hidrógeno con las moléculas de agua, pero sus propias moléculas no formarán enlace de hidrógeno?
a) HF
b) C_2H_5OH
c) CH_3NH_2
d) CH_3OCH_3

(O.Q.L. Valencia 2019)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído también por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

▪ El dimetiléter (CH_3OCH_3) no tiene átomos de hidrógeno unidos a un elemento muy electronegativo, por lo que sus moléculas no pueden formar entre sí enlace de hidrógeno, sin embargo, sí que es posible que los átomos de hidrógeno de las moléculas de H_2O se vean atraídos por los pares solitarios del átomo de oxígeno del dimetiléter.



▪ El fluoruro de hidrógeno (HF), etanol (CH_3CH_2OH) y metilamina (CH_3NH_2) tienen un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo por lo que sí pueden formar este tipo de enlace entre sus moléculas y las de agua.

La respuesta correcta es la **d**.

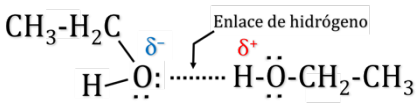
2.60. ¿Cuál de estas moléculas cree que tiene un punto de ebullición inusualmente alto debido a la formación de enlaces de hidrógeno?
a) HI
b) H_2S
c) CH_3OCH_3
d) CH_3CH_2OH

(O.Q.L. La Rioja 2019)

Presentará mayor punto de ebullición la sustancia que presente fuerzas intermoleculares del tipo enlace de hidrógeno.

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

▪ El etanol, CH_3CH_2OH, tiene un átomo de hidrógeno unido a un átomo muy electronegativo como el oxígeno, por lo que sí puede formar enlace de hidrógeno entre sus moléculas.



Este enlace intermolecular es el responsable de su punto de ebullición sea más alto de lo que debería ser.

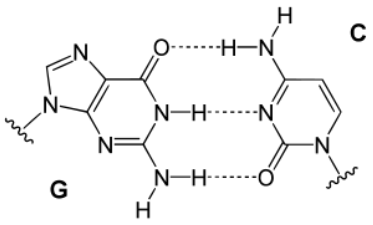
▪ Las sustancias HI, H_2S y CH_3OCH_3 no puede formar enlace de hidrógeno ya que tienen sus átomos de hidrógeno unidos al yodo, azufre y carbono, respectivamente, elementos menos electronegativos que el oxígeno.

La respuesta correcta es la **d**.

2.61. En la doble hélice de DNA hay tres enlaces de hidrógeno entre:
a) La guanina y el uracilo
b) La citosina y la guanina
c) La timina y la adenina
d) La guanina y la adenina

(O.Q.L. Madrid 2019)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



Tal como se muestra en la imagen, en la doble hélice de DNA las bases nitrogenadas citosina y guanina están unidas entre sí mediante tres enlaces de hidrógeno.

La respuesta correcta es la **b**.

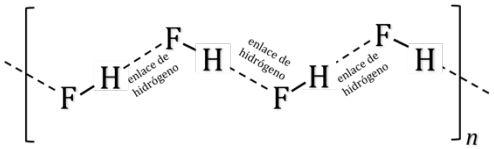
2.62. De los siguientes compuestos puros, ¿cuál/es formarán enlaces de hidrógeno intermoleculares?
(I) HF (II) H_2S (III) CH_4
a) II
b) I y II
c) I
d) Todos

(O.Q.L. Preselección Valencia 2020)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

▪ Los compuestos H_2S y CH_4 no puede formar enlace de hidrógeno ya que tienen sus átomos de hidrógeno unidos al azufre y carbono, respectivamente, elementos menos electronegativos que el oxígeno.

▪ El HF tiene un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo como el flúor, por lo que sí puede formar enlace de hidrógeno.



La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en La Rioja 2015).

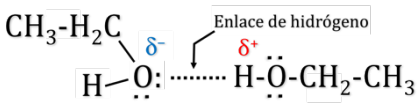
2.63. ¿Qué tipo de fuerzas o interacciones hay que vencer al vaporizar etanol?
a) Enlaces de hidrógeno
b) Enlaces covalentes
c) Enlaces iónicos
d) Enlaces metálicos

(O.Q.L. Asturias 2020)

Para vaporizar una sustancia líquida como el etanol es necesario romper los enlaces intermoleculares que mantienen unidas a sus moléculas.

El etanol es una sustancia que presenta enlace covalente polar y, además, sus moléculas se unen entre sí mediante enlaces intermoleculares llamados enlaces de hidrógeno.

Estos enlaces se forman cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



La respuesta correcta es la **a**.

3. SUSTANCIAS MOLECULARES

3.1. De las siguientes propuestas señale la que es verdadera:
a) El amoníaco es un líquido en condiciones normales.
b) El diamante es un sólido de bajo punto de fusión.
c) El sodio es un gas verde en condiciones normales.
d) El ácido acético conduce la corriente eléctrica.
e) El tricloruro de fósforo es un sólido en condiciones normales.

(O.Q.L. Asturias 1991)

a) Falso. El amoniaco es una molécula en la que sus átomos se encuentran unidos mediante enlaces covalentes y, aunque sus moléculas se encuentran unidas mediante enlaces intermoleculares de hidrógeno, no son lo suficientemente intensos para cambiar su estado de agregación, por lo que, en condiciones normales, es un gas.

b) Falso. El diamante es un sólido atómico cristalino en el que los átomos de carbono que lo forman se encuentran unidos mediante fuertes enlaces covalentes formando tetraedros. La robustez de estos enlaces provoca que presente una gran energía de red y, por tanto, un punto de fusión elevado (4.096 K).

c) Falso. El sodio es un metal sólido de color gris metálico que debe ser conservado en una atmósfera inerte ya que cuando entra en contacto con el aire se recubre de una costra blanquecina.

d) Falso. El ácido acético, CH_3COOH, es un ácido débil que se encuentra muy poco disociado en iones, lo que motiva que sea un mal conductor de la corriente eléctrica.

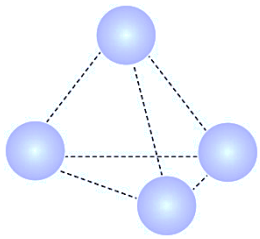
e) **Verdadero**. El tricloruro de fósforo es una molécula en la que sus átomos se encuentran unidos mediante enlaces covalentes y, debido a que sus moléculas se encuentran unidas mediante enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London, estas son lo suficientemente intensas para cambiar su estado de agregación, por lo que, en condiciones normales, es un sólido.

La respuesta es correcta es la **e**.

3.2. ¿Cuál de los siguientes elementos es un sólido no conductor, de baja temperatura de fusión, y constituido por moléculas poliatómicas simétricas?
a) Aluminio
b) Carbono (diamante)
c) Fósforo (blanco)
d) Potasio

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2012)

▪ Si el elemento es un sólido no conductor de la corriente eléctrica, quiere decir que se trata de una sustancia que no presenta enlace metálico, lo que descarta a los elementos aluminio y potasio.



▪ Si el elemento es un sólido de baja temperatura de fusión, se descarta al carbono (diamante) que forma una red covalente con una elevada energía reticular ya que para romper la misma se necesita una elevada temperatura.

▪ El fósforo blanco es un sólido no conductor de la corriente eléctrica, con baja temperatura de fusión y que forma moléculas integradas por cuatro átomos (P_4).

La respuesta correcta es la **c**.

3.3. Los sólidos moleculares que se mantienen unidos por enlace de van der Waals generalmente:
a) Tienen puntos de fusión bajos.
b) Forman enlaces de hidrógeno.
c) Cristalizan fácilmente.
d) Ninguna de las anteriores.
e) Son gases.

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2003)

Las moléculas que forman los sólidos moleculares se encuentran unidas mediante enlaces de van der Waals del tipo fuerzas de dispersión de London, que son las más débiles de todas las interacciones moleculares posibles, por lo que son las más fáciles de romper para permitir que las moléculas del sólido pasen a la fase de líquida, lo que motiva que estas sustancias tengan puntos de fusión bajos.

La respuesta correcta es la **a**.

3.4. Una sustancia desconocida tiene un punto de fusión bajo, es soluble en CCl_4, ligeramente soluble en agua y no conduce la electricidad. Esta sustancia probablemente es:
a) Un sólido covalente o atómico
b) Un metal
c) SiO_2 (cuarzo)
d) Un sólido iónico
e) Un sólido molecular
f) Diamante

(O.Q.N. Almería 1999) (Preselección Valencia 2003) (O.Q.L. Valencia 2006) (O.Q.L. País Vasco 2007) (O.Q.L. Baleares 2012) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014) (O.Q.L. País Vasco 2019)

Si una sustancia posee las siguientes propiedades:

- tener bajo punto de fusión
- ser soluble en CCl_4
- no conducir la electricidad
- ser poco soluble en agua

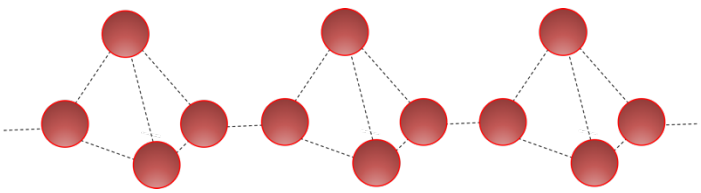
debe tener un enlace covalente y formar un sólido molecular y, las únicas fuerzas intermoleculares existentes en la misma tienen que ser del tipo de dispersión de London. Una sustancia que presenta estas características es el yodo, I_2.

La respuesta correcta es la **e**.

3.5. El fósforo rojo es insoluble en disulfuro de carbono, tiene un intervalo de punto de fusión amplio, una presión de vapor baja y no conduce la electricidad. Estas evidencias sugieren que la sustancia probablemente:
a) Es cristalina y metálica.
b) Es un cristal de unidades moleculares P_4.
c) Es amorfa y polimérica.
d) Consiste en unidades P_4 en un "mar" de electrones.
e) Está formada por átomos de P no enlazados en un empaquetamiento cúbico compacto.
f) Es iónica.
g) Es un sólido molecular.

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Madrid 2012) (O.Q.L. Madrid 2018)

El fósforo es un sólido blanco en condiciones estándar. Este sólido tiene como unidades básicas moléculas tetraédricas (P_4) en las que un átomo de fósforo se sitúa en cada uno de los vértices del tetraedro (fósforo blanco). Al calentarlo a 300 °C, se transforma en fósforo rojo. Parece ser que se rompe un enlace P—P por cada tetraedro y los fragmentos resultantes se unen formando largas cadenas, lo que determina su comportamiento polimérico.



La respuesta correcta es la **c**.

3.6. Una sustancia presenta las siguientes propiedades:
1) Bajo punto de fusión
2) Soluble en tetracloruro de carbono
3) No conduce la corriente eléctrica
Esta sustancia es:
a) Diamante
b) Cobre
c) Sílice
d) Cloruro de sodio
e) Yodo

(O.Q.L. Almería 2005)

Si una sustancia posee las siguientes propiedades:

- tener bajo punto de fusión
- no conducir la electricidad
- ser soluble en CCl_4

debe tener un enlace covalente y formar un compuesto molecular y, las únicas fuerzas intermoleculares existentes en la misma tienen que ser del tipo de dispersión de London, características que cumple el yodo, I_2.

La respuesta correcta es la **e**.

(Cuestión similar a la propuesta en Almería 1999 y otras).

3.7. Los dióxidos de carbono, azufre y silicio tienen fórmulas empíricas análogas. A presión atmosférica, el CO_2 sublima a –78 °C, el SO_2 hierve a –10 °C y el SiO_2 funde a 1.600 °C. Teniendo en cuenta estos hechos, indica la proposición correcta:
a) El CO_2 y SO_2 forman sólidos moleculares y su diferente comportamiento se debe a la diferencia en los momentos dipolares de sus moléculas.
b) Los tres óxidos forman redes covalentes.
c) En estado sólido, el CO_2 es molecular, el SO_2 y SiO_2 forman redes covalentes.
d) El elevado punto de fusión del SiO_2 se explica porque el momento dipolar de sus moléculas es muy grande.

(O.Q.L. Baleares 2006)

- CO_2 es una sustancia que tienen enlace covalente no polar y forma moléculas gaseosas a temperatura ambiente. Presenta fuerzas intermoleculares de dispersión de London que hacen que, en las condiciones adecuadas, forme un sólido molecular.

- SO_2 es una sustancia que tiene enlace covalente polar, por lo que existen fuerzas intermoleculares del tipo dipolo-dipolo. Además, también presenta fuerzas intermoleculares de dispersión de London. Ambos tipos de fuerzas hacen que, en las condiciones adecuadas, forme un sólido molecular.

- SiO_2 es una sustancia en la que cada átomo de silicio se une a cuatro átomos de oxígeno mediante un enlace covalente de forma que, a temperatura ambiente, se forme un sólido cristalino que se llama red covalente.

La respuesta correcta es la **a**.

3.8. Para disolver I_2 en alcohol se deben romper:
a) Enlaces iónicos
b) Enlaces covalentes
c) Fuerzas de van der Waals
d) Enlaces de hidrógeno

(O.Q.L. Asturias 2006) (O.Q.L. La Rioja 2011)

El $I_2(s)$ es una sustancia que es un sólido molecular cuyas moléculas se encuentran unidas entre sí mediante fuerzas de dispersión de London. Por este motivo se disolverá en un disolvente que sea capaz de romper este tipo de fuerzas.

El alcohol (suponiendo que se trata de etanol), C_2H_5OH, es una sustancia que tiene enlace covalente polar, pero que, además, presenta un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno.

Las moléculas de alcohol presentan dipolos permanentes por lo que frente a las moléculas no polares de I_2, inducirán en estas un dipolo de forma que existirán interacciones dipolo permanente-dipolo inducido (fuerzas de van der Waals).

La respuesta correcta es la **c**.

3.9. Indique la proposición cierta:
a) Al aumentar la temperatura aumenta la conductividad de un metal.
b) Los metales son sólidos cuyos átomos se unen por enlace covalente aportando cada átomo un electrón.
c) Si las moléculas de CCl_4 se unen en el estado sólido lo hacen por fuerzas de van der Waals.
d) Los sólidos iónicos conducen la corriente eléctrica al tener los iones en posiciones fijas.

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

a) Falso. Un conductor metálico es aquella sustancia cuya conductividad eléctrica disminuye al aumentar la temperatura.

b) Falso. Los metales forman una estructura reticular en la que los nudos de la red están ocupados por cationes rodeados de un "mar de electrones". Las fuerzas culombianas existentes entre los cationes y los electrones son las que mantienen unidas a todas las partículas que forman la red.

c) **Verdadero**. CCl_4 es una sustancia que tienen enlace covalente no polar y forma moléculas gaseosas a temperatura ambiente. Presenta fuerzas intermoleculares de van der Waals conocidas como fuerzas de dispersión de London que hacen que, en las condiciones adecuadas, forme un sólido molecular.

d) Falso. Los compuestos iónicos forman redes cristalinas y, a temperatura ambiente, son sólidos. Esto determina que no conduzcan la corriente eléctrica porque todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces iónicos. Una vez rota la red al aumentar la temperatura, los iones quedan libres y permiten el paso de los electrones a través de ellos, por lo que en estado líquido sí conducen la corriente eléctrica.

La respuesta correcta es la **c**.

3.10. Si una sustancia está constituida por moléculas independientes de baja masa molecular, tiene:
a) Un punto de ebullición alto.
b) Un punto de fusión bajo.
c) Elevada conductividad eléctrica.
d) Elevada densidad.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Las sustancias moleculares mantienen sus partículas unidas mediante fuerzas intermoleculares de van der Waals. Estos enlaces son tan débiles que las moléculas necesitan poca energía para romperlos y escapar de la estructura, por lo que tienen temperaturas de fusión bajas.

La respuesta correcta es la **b**.

3.11. ¿Cuál de los siguientes compuestos forma cristales moleculares en estado sólido?
a) CaO
b) Cl_2
c) SiO_2
d) BN

(O.Q.L. Madrid 2008)

▪ El CaO tiene enlace predominantemente iónico, por lo que forma una red cristalina iónica.

▪ SiO_2 y BN tienen enlace predominantemente covalente, por lo que forman redes cristalinas covalentes.

▪ El Cl_2 es una sustancia con enlace predominantemente covalente que, en las condiciones de temperatura y presión adecuadas, puede formar un cristal molecular.

La respuesta correcta es la **b**.

3.12. ¿Cuál de los siguientes elementos es un sólido en condiciones normales (1 atm y 25 °C)?
a) Br
b) F
c) He
d) P
e) I

(O.Q.N. Sevilla 2010)

Tres de los elementos propuestos son halógenos (F, Br, I) y forman moléculas diatómicas (F_2, Br_2, I_2), entre las que existen fuerzas intermoleculares de dispersión de London, que son más intensas en el elemento con mayor volumen atómico y la masa molecular, factores que hacen estas sustancias sean más polarizables. Por este motivo, el yodo (I_2) es un sólido en condiciones estándar.

Por otra parte, el fósforo es un sólido blanco en condiciones estándar. Este sólido tiene como unidades básicas moléculas tetraédricas, P_4, en las que un átomo de fósforo se sitúa en cada uno de los vértices del tetraedro (fósforo blanco). Al calentarlo a 300 °C, se transforma en fósforo rojo. Parece ser que se rompe un enlace P—P por cada tetraedro y los fragmentos resultantes se unen formando largas cadenas.

Las respuestas correctas **d** y **e**.

3.13. Un sólido blanco se disuelve en agua para formar una disolución que no conduce la electricidad. ¿Qué tipo de enlace es más probable que exista en el sólido?
a) Iónico
b) Metálico
c) Covalente apolar
d) Covalente polar

(O.Q.L. La Rioja 2010)

a) Falso. Cuando un sólido iónico se disuelve en agua conduce la electricidad debido a la presencia de iones en la disolución.

b) Falso. Un sólido metálico no se disuelve en agua, en algún caso, es capaz de reaccionar con ella, tal como ocurre con los metales alcalinos.

c) Falso. Un sólido con enlace covalente apolar no se disuelve en agua ya que existe la posibilidad de formación de enlaces intermoleculares entre el sólido covalente y el agua.

d) **Verdadero**. Un sólido con enlace covalente polar se disuelve en agua al formarse enlaces intermoleculares del tipo enlaces de hidrógeno o dipolo-dipolo entre el sólido covalente y el agua, aunque no conduce la electricidad debido a la no presencia de iones en la disolución. Un ejemplo de este tipo de sustancia podría ser un sólido molecular como la sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$.

La respuesta correcta es la **d**.

3.14. ¿Cuál o cuáles de los siguientes elementos son líquidos a 25 °C y 1 atm?
a) Flúor y bromo
b) Cloro
c) Bromo
d) Yodo
e) Bromo y yodo

(O.Q.N. El Escorial 2012)

Todos los elementos propuestos son halógenos (F, Cl, Br, I) que forman moléculas diatómicas (F_2, Cl_2, Br_2, I_2), entre las que existen fuerzas intermoleculares de dispersión de London, cuya intensidad aumenta con el volumen atómico y la masa molecular, factores que hacen estas sustancias sean más polarizables. Por este motivo, en condiciones estándar, el yodo es un sólido y el bromo un líquido.

La respuesta correcta es la **c**.

3.15. El yodo es un sólido que puede llegar a sublimar con el calor de la mano. Este hecho se debe a:
a) La debilidad de los enlaces intermoleculares.
b) La ruptura de los enlaces covalentes de los átomos.
c) Que sus átomos están en equilibrio entre el estado sólido y el gas.
d) La presencia del sudor que ejerce de catalizador en la reacción.

(O.Q.L. Murcia 2012)

Las moléculas de yodo, así como las del resto de los halógenos, no presentan momento dipolar permanente debido a que al ser ambos átomos idénticos no se forma ningún dipolo. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles entre ellas son las de fuerzas de dispersión de London, que son más intensas en las especies con gran volumen atómico y elevado peso molecular, factores que hacen estas sustancias sean más polarizables. Estas fuerzas son tan débiles en el yodo que sublima con poco aporte de energía.

La respuesta correcta es la **a**.

3.16. Cuando una sustancia que es gaseosa en condiciones normales pasa a estado sólido, formará cristales:
a) Iónicos
b) Moleculares
c) Covalentes
d) Metálicos

(O.Q.L. Murcia 2013)

Las sustancias que son gaseosas en condiciones normales tienen enlace predominantemente covalente. Cuando cambian su estado de agregación a sólido, es debido a la aparición entre las moléculas de estas sustancias de débiles fuerzas intermoleculares del tipo dispersión de London que determinan la formación de un sólido molecular. Este es el caso del I_2.

La respuesta correcta es la **b**.

3.17. El alcanfor sólido es insoluble en agua, pero es soluble en aceite vegetal. La mejor explicación para describir este comportamiento es que el alcanfor es un sólido:
a) Iónico
b) Metálico
c) Molecular
d) Reticular

(O.Q.L. Madrid 2013)

Si una sustancia es insoluble en agua y soluble en aceite vegetal, debe tener un enlace covalente no polar y formar un sólido molecular y las fuerzas intermoleculares que explican la solubilidad tienen que ser del tipo de dispersión de London.

La respuesta correcta es la **c**.

3.18. ¿Cuál de las siguientes propuestas es falsa?
a) Al fundir cloruro de potasio se rompen enlaces iónicos.
b) Al sublimar yodo se rompen enlaces covalentes.
c) Al fundir hielo se rompen fundamentalmente enlaces de hidrógeno.
d) Al fundir sodio se rompen enlaces metálicos.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

a) Verdadero. El cloruro de potasio es una sustancia que presenta enlace predominantemente iónico.

b) **Falso**. El yodo es un sólido molecular que presenta enlace covalente y enlace intermolecular de van der Waals y para sublimarlo deben romperse las fuerzas de dispersión de London que mantienen unidas sus moléculas

c) Verdadero. El hielo es una sustancia que tiene enlace covalente y cuyas moléculas se mantienen unidas por enlaces de hidrógeno.

d) Verdadero. El sodio es una sustancia que presenta enlace metálico.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Preselección Valencia 2013).

3.19. El cloro es un gas a temperatura ambiente, pero el yodo es un sólido. La mejor explicación para este hecho es que:
a) La molécula de yodo es más pesada por lo que tiene una presión de vapor inferior.
b) La molécula de yodo es polar mientras que la de cloro es apolar.
c) La molécula de cloro tiene una electronegatividad mayor y, por lo tanto, actúa más fuertemente con las moleculares polares en la atmósfera.
d) La molécula de yodo presenta mayor volumen por lo que las fuerzas de dispersión derivadas de los dipolos inducidos son más intensas.

(O.Q.L. Asturias 2015)

Las moléculas de los halógenos no presentan momento dipolar permanente debido a que al ser ambos átomos idénticos no se forma ningún dipolo. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles entre ellas son las de van der Waals conocidas como fuerzas de dispersión de London, que son más intensas en las especies con gran volumen atómico y elevada masa molecular, factores que hacen estas sustancias sean más polarizables. Por este motivo, el cloro es gas y el yodo un sólido molecular.

Consultando la bibliografía:

Sustancia	Distancia de enlace / pm	M / g mol^{-1}	Estado
Cl_2	199	71	gas
I_2	267	254	sólido

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Baleares 2008).

3.20. De las siguientes afirmaciones referidas a compuestos del silicio seleccione la que sea correcta:

	I. SiF_4	II. $SiCl_4$	III. $SiBr_4$	IV. SiI_4	V. SiO_2
p. f. (°C)	–90,2	–68,8	5,4	120,5	1.710

a) I y V son sustancias iónicas, II, III y IV son moleculares.
b) I, II y III son sustancias moleculares y V es iónica.
c) I, II, III, IV, son sustancias moleculares y V es una red covalente polarizada.
d) I, II, III, son sustancias moleculares y IV y V son iónicas.

(O.Q.L. Valencia 2016)

La pequeña diferencia de electronegatividad existente en todos los compuestos propuestos, indica que se trata de sustancias con enlace predominantemente covalente.

▪ Los bajos puntos de fusión que muestran SiF_4 (I), $SiCl_4$ (II), $SiBr_4$ (III) y SiI_4 (IV), ponen de manifiesto que se trata de sustancias moleculares.

▪ El elevado punto de fusión que muestra SiO_2 (V) indica que se trata de una sustancia que forma una red covalente polarizada.

La respuesta correcta es la **c**.

3.21. Señale la afirmación correcta:
a) Todas las moléculas están formadas por átomos unidos mediante enlaces covalentes.
b) Las moléculas de compuestos iónicos tienen mayor punto de fusión que las moléculas covalentes.
b) Las moléculas metálicas son buenas conductoras de la electricidad.
d) Todos los átomos unidos mediante enlaces covalentes dan lugar a moléculas.
e) Todas las respuestas anteriores son correctas.

(O.Q.L. Jaén 2017)

a) **Verdadero**. Los compuestos moleculares están formados por átomos de elementos con electronegatividades iguales o parecidas unidos mediante un enlace covalente.

b-c) Falso. Los sustancias iónicas y metálicas no forman moléculas, sino que forman redes cristalinas sólidas a temperatura ambiente.

d) Falso. Los átomos unidos mediante enlace covalente, no siempre dan lugar a sustancias moleculares, sino que también pueden formar redes covalentes como, por ejemplo, el diamante o el dióxido de silicio.

La respuesta correcta es la **a**.

3.22. ¿En qué tipo de sólidos suelen presentarse los puntos de fusión más bajos?
a) Iónicos
b) Moleculares
c) De red covalente
d) Metálicos

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

Los puntos de fusión más bajos corresponden a los sólidos que presentan el enlace intermolecular más débil. De los propuestos, los sólidos moleculares son aquellos cuyas moléculas se encuentran unidas entre sí por fuerzas intermoleculares de dispersión de London. Un ejemplo de este tipo de sólidos es el I_2.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2009).

3.23. El tetraóxido de osmio es un compuesto que funde a 39,5 °C y hierve a 130 °C y no conduce la electricidad, ni aún estando fundido, por lo que será un:
a) Sólido iónico
b) Sólido covalente
c) Sólido molecular
d) Sólido metálico

(O.Q.L. Asturias 2019)

Un sólido que:

- no conduzca la electricidad fundido, descarta al sólido iónico.
- no conduzca la electricidad en estado sólido, descarta al sólido metálico.
- cuyas temperaturas de fusión y ebullición sean bajas, descarta al sólido covalente.

La sustancia que cumple las propiedades propuestas es el sólido molecular.

La respuesta correcta es la **c**.

3.24. Las sustancias con enlace covalente como la glucosa, $C_6H_{12}O_6$, cuando se disuelven en agua:
a) No forman iones.
b) Forman iones.
c) Formarán iones o no, en función de la temperatura de la disolución.
d) Formarán iones o no, en función de la presión externa.

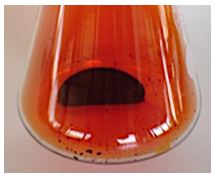
(O.Q.L. Murcia 2019)

Los compuestos que tienen enlace predominantemente covalente como la glucosa, un sólido molecular, cuando se disuelven en agua no forma iones, su disolución se consigue mediante la formación de enlaces de hidrógeno entre las moléculas de esta sustancia y las de agua.

La respuesta correcta es la **a**.

3.25. Acerca del bromo se dice las siguientes afirmaciones:
I. Es líquido a temperatura ambiente y da lugar a unos vapores marrones rojizos.
II. Tiene carácter reductor.
III. Se adiciona a olefinas y reacciona con metales.
IV. Forma nanopartículas de color violeta.
Escoja la respuesta acertada:
a) I y II son ciertas
b) II y IV son ciertas
c) I y III son ciertas
d) Ninguna de las afirmaciones es cierta.

(O.Q.L. Madrid 2020)



I. **Cierto**. Debido a la intensidad de las fuerzas de dispersión de London, el bromo, a temperatura ambiente, es un líquido de color marrón-rojizo que fácilmente se convierte en un vapor del mismo color.

II. Falso. El bromo, como el resto de los halógenos, tiene carácter oxidante y tiende a reducirse y formar el ion bromuro, lo que queda confirmado con el valor positivo de su potencial de reducción:

$$Br_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ Br^- \qquad E° = +1{,}065\ V$$

III. **Cierto**. El bromo da reacciones de adición con los hidrocarburos insaturados como las olefinas produciendo el correspondiente derivado halogenado:

$$CH_2{=}CHCH_3 + Br_2 \rightarrow BrCH_2CHBrCH_3$$

IV. Falso. Como se ha justificado en el apartado I.

La respuesta correcta es la **c**.

4. PROPIEDADES DE LOS LÍQUIDOS: TENSIÓN SUPERFICIAL, VISCOSIDAD, ENTALPÍA DE VAPORIZACIÓN, PRESIÓN DE VAPOR Y ECUACIÓN DE CLAUSIUS-CLAPEYRON Y TEMPERATURA DE EBULLICIÓN

4.1. Para los siguientes compuestos, H_2O, KI, H_2S y CH_4, ¿qué propuesta tiene los compuestos ordenados por valores decrecientes de puntos de ebullición?
a) $H_2O > KI > H_2S > CH_4$
b) $KI > H_2O > CH_4 > H_2S$
c) $KI > H_2O > H_2S > CH_4$
d) $KI > H_2S > H_2O > CH_4$
e) $KI > CH_4 > H_2S > H_2O$

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Sevilla 2000) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Sevilla 2000) (Preselección Valencia 2003) (O.Q.L. Córdoba 2011) (O.Q.L. Baleares 2012) (O.Q.L. La Rioja 2014) (O.Q.L. Cádiz 2018) (O.Q.L. Castilla y León 2019) (O.Q.L. Canarias 2020)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ El mayor punto de ebullición le corresponde al KI, sustancia que tiene enlace iónico y que, a diferencia del resto, forma una red cristalina iónica, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.

▪ H_2O es un compuesto que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar que puede formar un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. Su punto de ebullición será bastante más alto que el resto de los compuestos binarios que forman los elementos de su grupo con el hidrógeno.

▪ H_2S es un compuesto que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar pero que a diferencia con el H_2O no puede formar un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, ya que el azufre no es tan electronegativo como el oxígeno. Las fuerzas intermoleculares que presenta son del tipo dipolo-dipolo y del tipo fuerzas de dispersión de London. Por este motivo, esta sustancia presenta un punto de ebullición menor que el agua.

▪ CH_4 es un compuesto que tiene enlace covalente, pero al ser una sustancia que no presenta momento dipolar permanente, solo presenta enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London. Su punto de ebullición será el más bajo de todos.

Por tanto, los compuestos propuestos ordenados por punto de ebullición decreciente son:

$$KI > H_2O > H_2S > CH_4$$

Consultando la bibliografía, los puntos de ebullición (K) de los compuestos propuestos son:

$$KI\ (1.603) > H_2O\ (373) > H_2S\ (213) > CH_4\ (111{,}5)$$

La respuesta correcta es la **c**.

(En Valencia 2003, Almería 2005 y Sevilla 2008 se pregunta orden creciente y en Córdoba 2011 se pregunta el de mayor y el de menor punto de ebullición).

4.2. Los calores molares de vaporización de los halógenos, X_2, aumentan de arriba a abajo en la tabla periódica debido a:
a) Fuerzas ion-dipolo
b) Fuerzas de London
c) Fuerzas culómbicas
d) Fuerzas dipolo-dipolo
e) Enlace de hidrógeno

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Sevilla 2000) (O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012) (O.Q.L. La Rioja 2014)

Las moléculas de los halógenos no presentan momento dipolar permanente debido a que al tratarse de átomos idénticos no se forma ningún dipolo. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles entre ellas son fuerzas de dispersión de London, que son más intensas en las especies con gran volumen atómico y elevada masa molecular, factores que hacen estas sustancias sean más polarizables. Por este motivo, los calores molares de vaporización son mínimos en el flúor y máximos en el yodo.

Consultando la bibliografía se confirma la justificación dada:

Sustancia	Distancia de enlace / pm	M / g mol^{-1}	$\Delta_{vap}H$ / kJ mol^{-1}
F_2	142	38,0	3,27
Cl_2	199	71,0	10,20
Br_2	229	159,8	15,44
I_2	267	253,8	20,75

La respuesta correcta es la **b**.

4.3. El punto de ebullición normal de un líquido es:
a) La temperatura a la que la presión de vapor iguala a la presión atmosférica.
b) La temperatura por encima de la cual un gas no puede ser condensado.
c) La temperatura a la que su presión de vapor es igual a una atmósfera.
d) La temperatura a la que se alcanza el equilibrio entre el líquido y el gas.
e) La temperatura en la que la tensión superficial del líquido es nula.
f) Ninguno de los anteriores.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Madrid 2015)

Un líquido hierve cuando su presión de vapor se iguala a la presión atmosférica. El punto de ebullición normal corresponde a cuando la presión exterior es 1 atm.

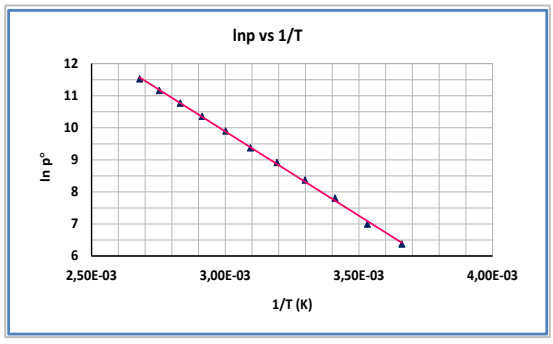
La respuesta correcta es la **c**.

4.4. La pendiente de una representación de ln (presión de vapor) frente a T^{-1} para dióxido de carbono líquido es $-0{,}77\cdot10^3$ K. El calor de vaporización es:
a) 14,7 kJ mol^{-1}
b) 1,8 kJ mol^{-1}
c) 30 kJ mol^{-1}
d) 6,4 kJ mol^{-1}
e) 10 kJ mol^{-1}

(O.Q.N. Burgos 1998)

La ecuación de Clausius-Clapeyron (1834) relaciona la presión de vapor de un líquido con la temperatura:

$$\ln\frac{p_2}{p_1}=\frac{\Delta_{vap}H}{R}\left(\frac{1}{T_1}-\frac{1}{T_2}\right)$$



Esta ecuación se ajusta a una recta:

$$\ln p_2=\frac{\Delta_{vap}H}{R}\left(\frac{1}{T_1}-\frac{1}{T_2}\right)+\ln p_1$$

Representando ln p frente a T^{-1} se obtiene una recta cuya pendiente:

$$m=-\Delta_{vap}H/R<0.$$

proporciona el calor de vaporización:

$$\Delta_{vap}H=(8{,}31\cdot10^{-3}\text{ kJ mol}^{-1}\text{ K}^{-1})\cdot(0{,}77\cdot10^3\text{ K})=6{,}4\text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.5. La temperatura de ebullición normal del disulfuro de carbono es 319 K. Sabiendo que el calor de vaporización de este compuesto es 26,8 kJ mol^{-1}, calcule la presión de vapor a 298 K.
a) 0,270 kPa
b) 49,7 kPa
c) 372 kPa
d) 19,7 kPa
e) 101 kPa

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Madrid 2012)

La ecuación de Clausius-Clapeyron (1834) relaciona la presión de vapor de un líquido con la temperatura:

$$\ln\frac{p_2}{p_1} = \frac{\Delta_{vap}H}{R}\left(\frac{1}{T_1}-\frac{1}{T_2}\right)$$

La temperatura de ebullición normal a la que un líquido hierve, implica que la presión exterior a la que debe igualarse su presión de vapor es 1 atm o 760 mmHg, con lo que la ecuación anterior se simplifica ya que, $\ln p_1 = \ln 1 = 0$:

$$\ln p_2 = \frac{\Delta_{vap}H}{R}\left(\frac{1}{T_1}-\frac{1}{T_2}\right)$$

El valor de presión de vapor es:

$$\ln p_2 = \frac{26{,}8\ \text{kJ mol}^{-1}}{8{,}31\cdot10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}}\cdot\left(\frac{1}{319\ \text{K}}-\frac{1}{298\ \text{K}}\right) \quad \rightarrow \quad p_2 = 0{,}491\ \text{atm}$$

Cambiando las unidades de la presión:

$$0{,}491\ \text{atm}\cdot\frac{101{,}3\ \text{kPa}}{1\ \text{atm}} = 49{,}7\ \text{kPa}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.6. La presión de vapor del refrigerante freón-12, CCl_2F_2, es 3,27 atm a 298 K. Si la presión de vapor es 0,526 atm a 229 K, el calor de vaporización del freón-12 es:
a) 13,7 kJ mol^{-1}
b) 9,0 kJ mol^{-1}
c) 15,0 kJ mol^{-1}
d) –15 kJ mol^{-1}
e) 0,274 kJ mol^{-1}

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Madrid 2011)

La ecuación de Clausius-Clapeyron (1834) relaciona la presión de vapor de un líquido con la temperatura:

$$\ln\frac{p_2}{p_1} = \frac{\Delta_{vap}H}{R}\left(\frac{1}{T_1}-\frac{1}{T_2}\right)$$

El valor de la entalpía de vaporización es:

$$\ln\frac{0{,}526\ \text{atm}}{3{,}27\ \text{atm}} = \frac{\Delta_{vap}H}{8{,}31\cdot10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}}\cdot\left(\frac{1}{298\ \text{K}}-\frac{1}{229\ \text{K}}\right) \quad \rightarrow \quad \Delta_{vap}H = 15{,}0\ \text{kJ mol}^{-1}$$

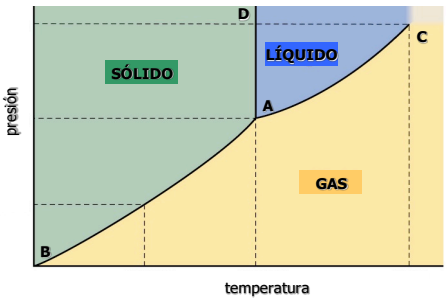
La respuesta correcta es la **c**.

4.7. Señale la proposición correcta:
a) La temperatura de fusión de un sólido varía mucho con la presión.
b) El agua pura hierve a menor temperatura en Madrid que en Almería.
c) Un sólido sublima cuando la presión del punto triple es inferior a 1 atm.
d) La presión de vapor de un líquido depende de la cantidad de líquido.
e) Cualquier gas puede licuarse a temperatura ambiente si se aumenta suficientemente la presión.

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. País Vasco 2007)

a) Falso. Observando el diagrama de fases de una sustancia se observa que la curva de equilibrio sólido-líquido (AD) es una recta con pendiente infinita, lo cual quiere decir que la temperatura de fusión de un sólido apenas varía con la presión.

b) **Verdadero**. Un líquido hierve cuando su presión de vapor se iguala a la presión atmosférica. Madrid está a mayor altura que Almería, que está a nivel del mar. Por tanto, como el valor de la presión atmosférica es menor en Madrid que en Almería, la temperatura de ebullición del agua es menor en Madrid.



c) Falso. Depende como sea el diagrama de fases de la sustancia.

d) Falso. La presión de vapor de un líquido solo depende de la temperatura.

e) Falso. Solo es posible si la temperatura crítica de dicho gas es menor que la temperatura ambiente.

La respuesta correcta es la **b**.

4.8. El compuesto $AgNO_3$ es francamente soluble en:
a) CS_2
b) CCl_4
c) Benceno
d) Agua
e) Etanol
e) Ninguno de los disolventes propuestos.

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2011) (O.Q.L. Galicia 2015)

El agua es un excelente disolvente de compuestos iónicos ya que las fuerzas de atracción regidas por la ley de Coulomb (1785) que mantienen unidos a los iones que forman la red cristalina se hacen mucho más débiles en agua debido a que la constante dieléctrica del agua tiene un valor elevado ($\varepsilon = 80\ \varepsilon_0$).

El $AgNO_3$ es una sustancia con enlace predominantemente iónico, que se disuelve muy bien en disolventes polares como el H_2O y no se disuelve en disolventes no polares como CS_2, CCl_4 y C_6H_6.

La respuesta correcta es la **d**.

(En la cuestión propuesta en Castilla y León 2000 se cambia nitrato de plata por nitrato de sodio).

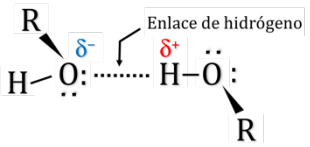
4.9. ¿Cuál de las siguientes proposiciones ordena de forma creciente, por sus puntos de ebullición las siguientes sustancias?
a) Agua, metanol, dimetiléter
b) Metanol, agua, dimetiléter
c) Dimetiléter, agua, metanol
d) Dimetiléter, metanol, agua

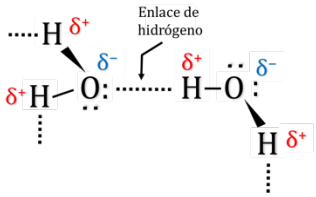
(O.Q.L. Asturias 2000) (O.Q.L. Madrid 2010)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más elevado en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, menor en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

▪ Los enlaces dipolo-dipolo se dan entre moléculas polares que no puedan formar enlaces de hidrógeno. De las sustancias propuestas, el dimetiléter, CH_3OCH_3 presenta este tipo de enlace.

▪ El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las sustancias propuestas, este tipo de enlace es posible en el agua, H_2O, y en el metanol, CH_3OH.





Como la molécula de agua tiene más átomos de hidrógeno puede formar más enlaces de hidrógeno que la de metanol, lo que motiva que su punto de ebullición sea mayor.

Los compuestos propuestos ordenados por puntos de ebullición creciente son:

dimetiléter < metanol < agua

Consultando la bibliografía, los valores de los puntos de ebullición (K) son:

CH_3OCH_3 (249) < CH_3OH (338,7) < H_2O (373,1)

La respuesta correcta es la **d**.

4.10. Las dimensiones de la tensión superficial son:
a) Presión por unidad de área.
b) Energía por unidad de área.
c) Fuerza por unidad de área.
d) Energía por volumen.
e) Fuerza x Presión por unidad de área.

(O.Q.N. Barcelona 2001)

La tensión superficial, σ, se define como:

$$\sigma = \frac{F}{l}$$

Sus dimensiones son:

$$[\sigma] = \frac{\mathrm{MLT^{-2}}}{\mathrm{L}} = \mathrm{MT^{-2}}$$

Las dimensiones de las magnitudes propuestas son:

Magnitud	$\frac{p}{S} = \frac{F}{S^2}$	$\frac{E}{S} = \frac{F}{l}$	$\frac{F}{S}$	$\frac{E}{V} = \frac{F}{S}$	$\frac{F\,p}{S} = \frac{F^2}{S^2}$
Dimensiones	$\mathrm{ML^{-3}T^{-2}}$	$\mathrm{MT^{-2}}$	$\mathrm{ML^{-1}T^{-2}}$	$\mathrm{ML^{-1}T^{-2}}$	$\mathrm{M^2L^{-2}T^{-4}}$

La respuesta correcta es la **b**.

4.11. Indique cuál de las siguientes proposiciones es cierta:
a) En un proceso en el que se evapora 0,1 mol de N_2(l) en su punto de ebullición normal, se absorbe calor y se mantiene constante la temperatura.
b) El calor de formación estándar del Fe(l) es cero.
c) Para un proceso, la variación de entalpía es siempre igual al calor medido a presión constante.
d) La condensación es un proceso endotérmico.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

a) **Verdadero**. De acuerdo con las leyes de los cambios de estado, mientras el N_2(l) se encuentra a su temperatura de ebullición normal, todo el calor que absorbe se emplea en romper enlaces intermoleculares manteniéndose constante la temperatura.

b) Falso. Por convenio, el calor de formación de un elemento en su forma más estable en condiciones estándar es cero. El hierro en su forma más estable en condiciones estándar es sólido.

c) **Verdadero**. La variación de entalpía, ΔH, se define como el calor intercambiado en un proceso medido a presión constante.

d) Falso. La condensación es el proceso correspondiente al cambio de estado:

Vapor → Líquido

Para ese cambio de estado de agregación es preciso que se formen enlaces intermoleculares y siempre que se forma un enlace se desprende energía. Se trata de un proceso exotérmico.

Son correctas las respuestas **a** y **c**.

4.12. ¿En cuál de los siguientes procesos se absorbe calor, pero se mantiene la temperatura constante?
a) Se considera 0,1 mol de N_2(l) en su punto normal de fusión.
b) Se expande 0,1 mol de N_2(g) desde V = 22,4 L y p = 1 atm en un recipiente totalmente aislado.
c) Se evapora 0,1 mol de N_2(l) en su punto normal de ebullición.
d) Se comprime 0,1 mol de N_2(g) desde V = 2,63 L y P = 0,90 atm en un recipiente totalmente aislado.

(O.Q.L. Asturias 2001)

Si un sistema absorbe calor y la temperatura se mantiene constante tiene lugar un cambio de estado ya que, este calor se emplea en romper las fuerzas intermoleculares o interatómicas que mantienen a las partículas unidas, como es el caso del sistema N_2(l) en su punto normal de ebullición.

La respuesta correcta es la **c**.

4.13. En el laboratorio, a veces se utiliza un baño de agua hirviendo en lugar de una llama para calentar. ¿Cuál de las siguientes causas puede ser la ventaja de su utilización?
a) La capacidad calorífica relativamente baja del agua hará que el contenido se caliente más rápido.
b) La densidad relativamente alta del agua hará que el contenido se caliente más rápido.
c) El volumen de agua durante la ebullición permanece constante.
d) La temperatura del agua durante la ebullición permanece constante a 100 °C.
e) La presión de vapor del agua hirviendo es igual a cero.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

La ventaja se debe a que como la ebullición del agua se realiza en un recipiente abierto (p = 1 atm) la temperatura del agua se mantiene constante a 100 °C.

La respuesta correcta es la **d.**

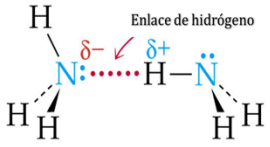
4.14. ¿Cuál de las siguientes series de especies químicas se encuentra en orden creciente de su punto de ebullición?
a) H_2 N_2 NH_3
b) H_2 NH_3 N_2
c) NH_3 N_2 H_2
d) NH_3 H_2 N_2
e) H_2 NH_3 N_2

(O.Q.N. Tarazona 2003)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más elevado en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, menor en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

▪ H_2 y N_2 son sustancias que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son fuerzas de dispersión de London, que serán más intensas en el N_2 debido a que es una sustancia con mayor volumen atómico, por lo que será más polarizable. Por esto, aunque ambas tienen puntos de ebullición bajos, el del H_2 es mucho más bajo.

▪ NH_3 es una sustancia que tiene enlace covalente polar. Las fuerzas intermoleculares que presenta son del tipo enlace de hidrógeno. Por este motivo, le corresponde el punto de ebullición más alto de las tres especies propuestas.



El orden correcto de puntos de ebullición creciente para las sustancias propuestas es:

$$H_2 < N_2 < NH_3$$

Consultando la bibliografía, los valores de los puntos de ebullición (K) son:

$$H_2\ (20{,}3) < N_2\ (77{,}4) < NH_3\ (239{,}8)$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.15. Si hacen falta 18,5 mol de tetracloroetileno, C_2Cl_4, de densidad 1,63 g cm^{-3}, ¿qué volumen de este líquido será necesario tomar?
a) 30,22 mL
b) 11,33 mL
c) 5,01 L
d) 1,88 L

(O.Q.L. Murcia 2003)

Relacionando masa y densidad:

$$18{,}5\ \text{mol}\ C_2Cl_4 \cdot \frac{166{,}0\ \text{g}\ C_2Cl_4}{1\ \text{mol}\ C_2Cl_4} \cdot \frac{1\ \text{mL}\ C_2Cl_4}{1{,}63\ \text{g}\ C_2Cl_4} \cdot \frac{1\ \text{L}\ C_2Cl_4}{10^3\ \text{mL}\ C_2Cl_4} = 1{,}88\ \text{L}\ C_2Cl_4$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.16. ¿Cuál de estas afirmaciones no es correcta?
a) La evaporación de un líquido aumenta con la temperatura.
b) La evaporación de un líquido aumenta al disminuir las fuerzas intermoleculares.
c) La conversión de un gas a líquido se denomina condensación.
d) La evaporación de un líquido disminuye al aumentar el área superficial.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

a) Verdadero. El aumento de la temperatura se debe a que aumenta el aporte de energía calorífica lo que provoca que aumente la cantidad de líquido evaporado.

b) Verdadero. Las fuerzas intermoleculares son las responsables de que una sustancian que posee enlace covalente se mantenga en estado líquido. Si disminuye la intensidad de estas fuerzas, aumenta la cantidad de líquido que se evapora.

c) Verdadero. La condensación es el cambio de estado de gas a líquido.

d) **Falso**. Si aumenta el área de transferencia de energía calorífica del líquido-vapor, aumenta la cantidad de líquido que se evapora.

La respuesta correcta es la **d**.

4.17. Un líquido tiene un calor de vaporización molar de 22,7 kJ mol^{-1} y su punto de ebullición normal es 459 K. ¿Cuál es la presión de vapor, en mmHg, a 70 °C?
a) 102
b) 7,48
c) 56,8
d) 742
e) 580

(O.Q.N. Luarca 2005)

La ecuación de Clausius-Clapeyron (1834) relaciona la presión de vapor de un líquido con la temperatura:

$$\ln\frac{p_2}{p_1} = \frac{\Delta_{vap}H}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

La temperatura de ebullición normal a la que un líquido hierve implica que la presión exterior a la que debe igualarse su presión de vapor es 1 atm o 760 mmHg, con lo que la ecuación anterior se simplifica ya que, $\ln p_1 = \ln 1 = 0$.

$$\ln p_2 = \frac{\Delta_{vap}H}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

El valor que se obtiene para la presión de vapor es:

$$\ln p_2 = \frac{22{,}7\ \text{kJ mol}^{-1}}{8{,}31{\cdot}10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}} \cdot \left(\frac{1}{459\ \text{K}} - \frac{1}{(70+273{,}15)\ \text{K}}\right) \quad \rightarrow \quad p_2 = 0{,}134\ \text{atm}$$

Cambiando las unidades de la presión:

$$0{,}134\ \text{atm} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 102\ \text{mmHg}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.18. En una caldera se desea producir vapor de agua. Si el calentamiento tiene lugar a presión constante, en el proceso de ebullición:
a) La temperatura no varía.
b) El volumen no varía.
c) La presión aumenta.
d) La concentración aumenta.

(O.Q.L. País Vasco 2005)

Si el cambio de estado tiene lugar a presión constante, toda la energía suministrada se emplea en romper los enlaces intermoleculares entre las moléculas de agua líquida, por lo que la temperatura no varía.

La respuesta correcta es la **a**.

4.19. Calcule la variación de entalpía de vaporización para el $COCl_2(g)$, a partir de los siguientes datos:
$p_1 = 40{,}0$ mmHg $T_1 = -50{,}3$ °C
$p_2 = 100$ mmHg $T_2 = -35{,}6$ °C
a) 0,518 kJ mol^{-1}
b) 27,4 kJ mol^{-1}
c) 4,32 kJ mol^{-1}
d) 0,928 kJ mol^{-1}

(O.Q.L. Madrid 2005)

La ecuación de Clausius-Clapeyron (1834) relaciona la presión de vapor de un líquido con la temperatura:

$$\ln\frac{p_2}{p_1} = \frac{\Delta_{vap}H}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

El valor de la entalpía de vaporización es:

$$\ln\left(\frac{100\ \text{mmHg}}{40{,}0\ \text{mmHg}}\right) = \frac{\Delta_{vap}H}{8{,}31{\cdot}10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}} \cdot \left(\frac{1}{(273{,}15-50{,}3)\ \text{K}} - \frac{1}{(273{,}15-35{,}6)\ \text{K}}\right)$$

Se obtiene, $\Delta_{vap}H = 27{,}4\ \text{kJ mol}^{-1}$.

La respuesta correcta es la **b**.

4.20. Dadas las siguientes afirmaciones indique cuál de ellas es verdadera:
a) En una reacción química los átomos se rompen y se convierten en otros átomos distintos.
b) El agua se evapora siempre a 100 °C.
c) Al dejar abierto un recipiente con alcohol, este desaparece porque ha habido una combustión.
d) Cuando el agua se evapora no se produce una reacción química.

(O.Q.L. Castilla y León 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

a) Falso. En una reacción química los átomos rompen los enlaces que los mantienen unidos en una sustancia inicial y forman enlaces nuevos en una sustancia final.

b) Falso. Una sustancia hierve cuando su presión de vapor se iguala a la presión exterior. Cuando el agua se evapora a 100 °C es que la presión exterior es de 1 atm.

c) Falso. El alcohol (etanol) se evapora en un recipiente abierto porque se rompen los enlaces intermoleculares de hidrógeno que mantienen unidas a las moléculas de alcohol.

d) **Verdadero**. La evaporación del agua es un cambio de estado que implica la rotura de enlaces intermoleculares, no se trata de una reacción química.

La respuesta correcta es la **d**.

4.21. ¿Cuál de los siguientes compuestos tendrá un punto de ebullición más alto?
a) $CH_3CH_2CH_3$
b) CH_3COCH_3
c) CH_3CH_2OH
d) CH_3OCH_3
e) CH_3CH_3

(O.Q.L. País Vasco 2005) (O.Q.L. País Vasco 2008)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más elevado en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, menor en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

▪ Las fuerzas de dispersión de London se dan en todo tipo de sustancias, pero fundamentalmente, en las sustancias no polares. De las sustancias propuestas, este enlace lo presentan los hidrocarburos saturados, $CH_3CH_2CH_3$ y CH_3CH_3, y los derivados oxigenados, CH_3COCH_3 y CH_3OCH_3.

▪ Los enlaces dipolo-dipolo se dan entre moléculas polares que no puedan formar enlaces de hidrógeno. De las sustancias propuestas, este enlace lo presentan CH_3COCH_3 y CH_3OCH_3.

▪ El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las sustancias propuestas, este tipo de enlace solo es posible en el etanol, CH_3CH_2OH, por lo que le corresponde la temperatura de ebullición más alta de todas las sustancias propuestas.

Consultando la bibliografía, los valores de las temperaturas de ebullición (K) son:

$$CH_3CH_3\ (185) < CH_3CH_2CH_3\ (231) < CH_3OCH_3\ (249) < CH_3COCH_3\ (329) < CH_3CH_2OH\ (351{,}5)$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.22. ¿Cuál de los siguientes hidrocarburos alifáticos tendrá un punto de ebullición más bajo?
a) Metano
b) Etano
c) Propano
d) Las sustancias anteriores no son hidrocarburos alifáticos.

(O.Q.L. Baleares 2006)

Los hidrocarburos alifáticos son compuestos moleculares con enlace covalente no polar. Las fuerzas que existen entre las moléculas de hidrocarburo son fuerzas intermoleculares de van der Waals conocidas como fuerzas de dispersión de London. La intensidad de las mismas aumenta con el volumen atómico y la masa molecular, factores que hacen que las sustancias sean más polarizables. Por este motivo, la temperatura de ebullición más baja de las sustancias propuestas le corresponde al metano.

Consultando la bibliografía, los valores de las temperaturas de ebullición (K) son:

$$CH_4\ (111{,}7) < CH_3CH_3\ (185) < CH_3CH_2CH_3\ (231)$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.23. El cloroformo es un compuesto orgánico cuya presión de vapor es 197 mmHg a 23,0 °C y 448 mmHg a 45,0 °C. Su calor de vaporización es:
a) 3,51 kJ mol^{-1}
b) –3,51 kJ mol^{-1}
c) –29,2 kJ mol^{-1}
d) 29,2 kJ mol^{-1}

(O.Q.L. Madrid 2006)

La ecuación de Clausius-Clapeyron (1834) relaciona la presión de vapor de un líquido con la temperatura:

$$\ln\frac{p_2}{p_1} = \frac{\Delta_{vap}H}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

El valor de la entalpía de vaporización es:

$$\ln\left(\frac{448\text{ mmHg}}{197\text{ mmHg}}\right) = \frac{\Delta_{vap}H}{8{,}31\cdot10^{-3}\text{ kJ mol}^{-1}\text{ K}^{-1}}\cdot\left(\frac{1}{(23{,}0+273{,}15)\text{ K}} - \frac{1}{(45{,}0+273{,}15)\text{ K}}\right)$$

Se obtiene, $\Delta_{vap}H = 29{,}2\text{ kJ mol}^{-1}$.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Almería 1999 y Madrid 2005).

4.24. Indique el orden creciente correcto de los puntos de ebullición de las siguientes sustancias:

a) $CH_3CH_2CH_2OH$	$CH_3OCH_2CH_3$	$CH_3CH_2CH_3$	CH_3CH_2OH	CH_3COOH
b) $CH_3CH_2CH_2OH$	$CH_3OCH_2CH_3$	CH_3CH_2OH	$CH_3CH_2CH_3$	CH_3COOH
c) CH_3COOH	$CH_3CH_2CH_3$	$CH_3CH_2CH_2OH$	$CH_3OCH_2CH_3$	CH_3CH_2OH
d) $CH_3CH_2CH_3$	$CH_3OCH_2CH_3$	CH_3CH_2OH	$CH_3CH_2CH_2OH$	CH_3COOH

(O.Q.L. Madrid 2007)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más elevado en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, menor en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

▪ Las fuerzas de dispersión de London se dan en todo tipo de sustancias, pero fundamentalmente, en las sustancias no polares. De las sustancias propuestas, este enlace lo presenta el propano, $CH_3CH_2CH_3$.

▪ Los enlaces dipolo-dipolo se dan entre moléculas polares que no puedan formar enlaces de hidrógeno. De las sustancias propuestas, este enlace lo presenta el etilmetiléter, $CH_3OCH_2CH_3$.

▪ El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las sustancias propuestas, este tipo de enlace solo es posible en el ácido acético, CH_3COOH, y en los alcoholes, etanol, CH_3CH_2OH, y 1-propanol, $CH_3CH_2CH_2OH$. El que los puntos de ebullición de los ácidos sean más altos que los de los alcoholes se debe a que los ácidos forman un dímero estable.

Además, el punto de ebullición aumenta con la masa molecular de la sustancia, ya que también contribuyen las fuerzas de dispersión de London y estas aumentan al aumentar la longitud de la cadena.

De acuerdo con lo expuesto, las sustancias propuestas ordenadas por puntos de ebullición creciente son:

$$CH_3CH_2CH_3 < CH_3OCH_2CH_3 < CH_3CH_2OH < CH_3CH_2CH_2OH < CH_3COOH$$

Consultando la bibliografía, los valores de los puntos de ebullición (K) son:

$CH_3CH_2CH_3$ (231) < $CH_3OCH_2CH_3$ (280) < CH_3CH_2OH (351) < $CH_3CH_2CH_2OH$ (370) < CH_3COOH (391)

La respuesta correcta es la **d**.

4.25. Las siguientes sustancias:

pentano	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$	**peso molecular = 72**
butan-1-ol	$CH_3CH_2CH_2CH_2OH$	**peso molecular = 74**
1-cloropropano	$CH_3CH_2CH_2Cl$	**peso molecular = 78**
ácido propiónico	CH_3CH_2COOH	**peso molecular = 74**

tienen pesos moleculares similares, pero puntos de ebullición muy diferentes. Elija de las siguientes opciones la correcta con respecto a la volatilidad de las mismas.

a) pentano > ácido propiónico > 1-cloropropano > butan-1-ol
b) ácido propiónico > 1-cloropropano > butan-1-ol > pentano
c) ácido propiónico > butan-1-ol > 1-cloropropano > pentano
d) butan-1-ol > ácido propiónico > pentano > 1-cloropropano
e) pentano > butan-1-ol > 1-cloropropano > ácido propiónico

(O.Q.L. País Vasco 2007)

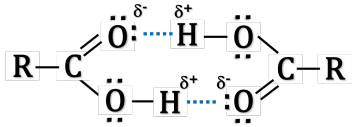
A una misma temperatura, la volatilidad de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir, de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más elevado en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, menor en las que presenten enlaces dipolo-dipolo y, muy bajo en las que solo presenten fuerzas de dispersión de London.

▪ El pentano es una sustancia no polar que solo presenta enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London, por lo que le corresponde la volatilidad más baja.

▪ Los enlaces dipolo-dipolo se dan entre moléculas polares que no tienen enlaces de hidrógeno. De las sustancias propuestas, este enlace lo presenta el 1-cloropropano, que es la siguiente con baja volatilidad.

▪ El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las sustancias propuestas, este tipo de enlace solo es posible en el butan-1-ol y en el ácido propiónico.

El butan-1-ol solo puede dar enlaces de hidrógeno con el átomo de hidrógeno del grupo hidroxilo, mientras que el ácido propiónico, además de estos enlaces citados, también puede formar enlaces de hidrógeno con los pares de electrones solitarios presentes en el grupo carbonilo, por lo que le corresponde la máxima volatilidad.



Las sustancias propuestas ordenadas por volatilidades decrecientes son:

pentano > butan-1-ol > 1-cloropropano > ácido propiónico

La respuesta correcta es la **e**.

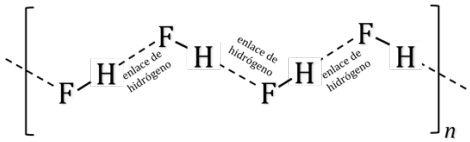
4.26. Para los siguientes compuestos, HF, HCl, HBr y HI ¿Qué respuesta tiene los compuestos ordenados por valores decrecientes de puntos de ebullición?

a) HBr > HI > HCl > HF
b) HI > HBr > HF > HCl
c) HI > HBr > HCl > HF
d) HF > HI > HBr > HCl
e) HF > HCl > HBr > HI

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.L. Galicia 2012) (O.Q.L. Madrid 2012) (O.Q.L. Galicia 2017) (O.Q.L. Preselección Valencia 2018) (O.Q.L. Valencia 2019)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más elevado en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, menor en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

Los cuatro compuestos tienen enlace covalente polar y presentan enlaces intermoleculares del tipo dipolo-dipolo y fuerzas de dispersión de London. No obstante, el HF presenta, además, enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno por lo que le corresponde la temperatura de ebullición más alta.



En los tres compuestos restantes, la intensidad de las fuerzas de dispersión de London aumenta con el volumen atómico y la masa molecular, factores que los hacen más polarizables.

Los compuestos propuestos ordenados por puntos de ebullición decrecientes son:

HF > HI > HBr > HCl

Consultando la bibliografía, los valores de los puntos de ebullición (K) son:

HF (290) > HI (237,7) > HBr (206,8) > HCl (188)

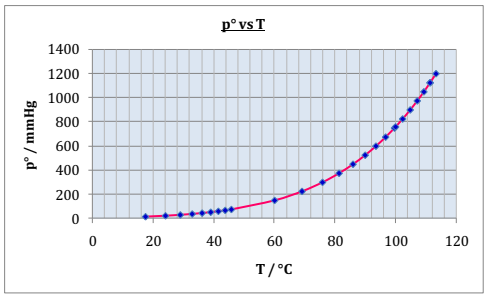
La respuesta correcta es la **d**.

(En Galicia 2012, Madrid 2012 y Valencia 2019 se pregunta cuál tiene punto de ebullición más bajo).

4.27. En una olla a presión se puede preparar un cocido en 40 minutos, mientras que en una olla normal se necesitan alrededor de 2 horas y 30 minutos. Ello se debe a que en estas ollas:
a) Se alcanza mayor temperatura por estar fabricadas con aleaciones metálicas de última generación.
b) La cocción tiene lugar a mayor temperatura, lo que acorta el tiempo necesario.
c) Se alcanzan antes los 100 °C (temperatura de ebullición del agua).
d) Al estar cerradas herméticamente, se puede añadir más caldo sin que se derrame al hervir.

(O.Q.L. Murcia 2007)

Un líquido hierve cuando su presión de vapor se iguala a la presión atmosférica (1 atm). En el caso del H_2O, la temperatura de ebullición normal es 100 °C.



Al estar el recipiente cerrado herméticamente, el vapor de agua producido no puede escapar al exterior, por lo que la presión en el interior del recipiente va aumentando paulatinamente. Por este motivo, la temperatura necesaria para que el agua comience a hervir es mayor de 100 °C, tal como muestra la gráfica presión de vapor–temperatura.

La respuesta correcta es la **b**.

4.28. Determine la temperatura de ebullición del agua a una presión de 100 mmHg si se supone que la variación estándar de entalpía se mantiene constante al variar la temperatura.
a) 13 °C
b) 83 °C
c) 34 °C
d) 52 °C
e) 135 °C
(Datos. $\Delta_f H°$ (298 K) en kJ mol^{-1}: $H_2O(l) = -284{,}3$; $H_2O(g) = -241{,}8$).

(O.Q.N. Castellón 2008)

Se desea conocer la temperatura asociada al proceso:

$$H_2O(l) \leftrightarrows H_2O(g)$$

La variación de entalpía asociada puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta H° = \Sigma\, \nu_p\, \Delta_f H°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, \Delta_f H°(\text{reactivos})$$

$$\Delta H° = \Delta_f H°(H_2O(g)) - \Delta_f H°(H_2O(l)) =$$

$$= \left(1\ \text{mol}\ H_2O(g) \cdot \frac{-241{,}8\ \text{kJ}}{1\ \text{mol}\ H_2O(g)}\right) - \left(1\ \text{mol}\ H_2O(l) \cdot \frac{-284{,}3\ \text{kJ}}{1\ \text{mol}\ H_2O(l)}\right) = 42{,}50\ \text{kJ}$$

La ecuación de Clausius-Clapeyron (1834) relaciona la presión de vapor de un líquido con la temperatura:

$$\ln\frac{p_2}{p_1} = \frac{\Delta_{vap}H}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

La temperatura de ebullición normal a la que un líquido hierve implica que la presión exterior a la que debe igualarse su presión de vapor es 1 atm o 760 mmHg.

$$\ln\left(\frac{760\ \text{mmHg}}{100\ \text{mmHg}}\right) = \frac{42{,}50\ \text{kJ mol}^{-1}}{8{,}31{\cdot}10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}} \cdot \left(\frac{1}{T_{eb}} - \frac{1}{(100 + 273{,}15)}\right)$$

Se obtiene, $T_{eb} = 325\ \text{K} \rightarrow 52{,}0\ °\text{C}$.

La respuesta correcta es la **d**.

4.29. Si a 40,0 °C la presión de vapor del H_2O es 55,3 mmHg, la presión de vapor a 35,0 °C es:
a) 40,0 mmHg
b) 202 mmHg
c) 50 mmHg
d) 42,0 mmHg
(Dato. $\Delta_{vap}H(H_2O) = 44{,}0\ \text{kJ mol}^{-1}$ que se considera constante para este intervalo de temperatura).

(O.Q.L. Madrid 2008)

La ecuación de Clausius-Clapeyron (1834) relaciona la presión de vapor de un líquido con la temperatura:

$$\ln\frac{p_2}{p_1} = \frac{\Delta_{vap}H}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

La presión de vapor es:

$$\ln p_2 = \frac{\Delta_{vap}H}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right) + \ln p_1$$

El valor que se obtiene para la presión de vapor a 35 °C es:

$$\ln p_2 = \frac{44{,}0\ \text{kJ mol}^{-1}}{8{,}31{\cdot}10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}} \cdot \left(\frac{1}{(40{,}0 + 273{,}15)\ \text{K}} - \frac{1}{(35{,}0 + 273{,}15)\ \text{K}}\right) + \ln\,(55{,}3\ \text{mmHg})$$

Se obtiene, $p_2 = 42{,}0\ \text{mmHg}$.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Burgos 1998, Almería 1999, Tarazona 2003 y Luarca 2005).

4.30. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene el punto de ebullición más bajo?
a) H_2O
b) C_2H_6
c) Cl_2
d) CH_4

(O.Q.L. Madrid 2008) (O.Q.L. Galicia 2013)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más elevado en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, menor en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

▪ H_2O es una molécula polar que presenta un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno. Por este motivo, su temperatura de ebullición es la más alta de todas las sustancias propuestas.

▪ C_2H_6, Cl_2 y CH_4 son moléculas no polares. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son fuerzas de dispersión de London, que son más intensas en las sustancias con mayor volumen atómico y masa molecular. Por este motivo, la menor temperatura de ebullición le corresponde al CH_4.

Consultando la bibliografía, los valores de los puntos de ebullición (K) son:

$$H_2O\ (373) > Cl_2\ (239) > C_2H_6\ (184) > CH_4\ (111{,}7)$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.31. De las siguientes afirmaciones, en términos generales, una es falsa:
a) Los puntos de fusión de las sustancias inorgánicas son superiores a los de las orgánicas.
b) Las sustancias inorgánicas son más volátiles que las orgánicas.
c) Es más fácil encontrar sustancias con enlace iónico en la química inorgánica que en la orgánica.
d) Las sustancias inorgánicas se disuelven mejor en agua que las orgánicas.

(O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Cádiz 2019)

a) Verdadero. Las sustancias orgánicas suelen ser compuestos moleculares con enlace predominantemente covalente. Además, tienen enlaces intermoleculares de van der Waals que son fuerzas bastante débiles, lo que motiva que sus temperaturas de fusión sean bajas.

b) **Falso**. Las sustancias inorgánicas suelen ser, generalmente, compuestos iónicos que forman redes cristalinas sólidas a temperatura de ambiente. Los enlaces que mantienen unidas a las partículas en la red son fuertes, esto hace que sus temperaturas de ebullición sean elevadas y, por tanto, sean poco volátiles.

c) Verdadero. Según se ha comentado en las propuestas anteriores.

d) Verdadero. Las sustancias inorgánicas suelen ser, generalmente, compuestos iónicos que tienen elevada polaridad y se disuelven bien en disolventes polares como el agua.

La respuesta correcta es la **b**.

4.32. Cuando se ordenan las siguientes sustancias: CO_2, BN, C_6H_6, NaCl en orden creciente de puntos de ebullición, el orden correcto es:
a) CO_2, C_6H_6, BN, NaCl
b) C_6H_6, CO_2, BN, NaCl
c) CO_2, C_6H_6, NaCl, BN
d) CO_2, BN, C_6H_6, NaCl
e) C_6H_6, CO_2, NaCl, BN

(O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.L. Galicia 2014)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ El mayor punto de ebullición le corresponde al BN, sustancia que forma una red cristalina covalente con fuerzas muy intensas entre sus átomos, lo que hace que estas sustancias sean sólidas a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de ebullición.

▪ NaCl es una sustancia que tiene enlace iónico, por lo que forma una red cristalina iónica con fuerzas no tan intensas entre los iones como en el caso de la red covalente, pero que hace que estas sustancias también sean sólidas a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de ebullición.

▪ C_6H_6 es una sustancia que tiene enlace covalente, pero al ser una sustancia que no presenta momento dipolar permanente, solo presenta enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London. Como esta sustancia es voluminosa y tiene muchos átomos es muy polarizable y, por este motivo, las

fuerzas de dispersión de London son tan intensas que hace que sea líquida a temperatura ambiente. Su punto de ebullición es bajo.

▪ CO_2 es una sustancia que tiene enlace covalente, pero al ser una sustancia que no presenta momento dipolar permanente, solo presenta enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London. Su punto de ebullición será muy bajo y es gaseosa a temperatura ambiente.

De acuerdo con lo expuesto, las sustancias propuestas ordenadas por punto de ebullición creciente son:

$$CO_2 < C_6H_6 < NaCl < BN$$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:

$$CO_2\ (216{,}6) < C_6H_6\ (353{,}3) < NaCl\ (1.686) < BN\ (3.246)$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.33. El punto de ebullición normal del isooctano, C_8H_{18}, un componente de la gasolina, es 99,2 °C y su entalpía de vaporización, $\Delta_{vap}H°$ es 35,76 kJ mol^{-1}. La presión de vapor a 30,0 °C es:
a) 0,002 atm
b) 14,0 atm
c) 0,071 atm
d) 0,020 atm
e) 2,6 atm

(O.Q.N. Ávila 2009)

La ecuación de Clausius-Clapeyron (1834) relaciona la presión de vapor de un líquido con la temperatura:

$$\ln\frac{p_2}{p_1} = \frac{\Delta_{vap}H}{R}\left(\frac{1}{T_1}-\frac{1}{T_2}\right)$$

La temperatura de ebullición normal a la que un líquido hierve implica que la presión exterior a la que debe igualarse su presión de vapor es 1 atm o 760 mmHg, con lo que la ecuación anterior se simplifica ya que, $\ln p_1 = \ln 1 = 0$.

$$\ln p_2 = \frac{\Delta_{vap}H}{R}\left(\frac{1}{T_1}-\frac{1}{T_2}\right)$$

El valor que se obtiene para la presión de vapor es:

$$\ln p_2 = \frac{35{,}76\ \text{kJ mol}^{-1}}{8{,}31\cdot10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}}\cdot\left(\frac{1}{(99{,}2+273{,}15)\ \text{K}}-\frac{1}{(30{,}0+273{,}15)\ \text{K}}\right) \rightarrow p = 0{,}071\ \text{atm}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.34. Para las especies CH_2O_2, CH_4O, CH_4 y C_2H_4O, el orden de temperatura de ebullición creciente es:

a)	CH_4	CH_4O	CH_2O_2	C_2H_4O
b)	CH_4O	CH_2O_2	C_2H_4O	CH_4
c)	CH_4	C_2H_4O	CH_4O	CH_2O_2
d)	CH_2O_2	CH_4	CH_4O	C_2H_4O

(O.Q.L. Madrid 2009)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más elevado en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, menor en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

▪ Las fuerzas de dispersión de London se dan en todo tipo de sustancias, pero fundamentalmente, en las sustancias no polares. De las sustancias propuestas, este enlace lo presenta el metano, CH_4.

▪ Los enlaces dipolo-dipolo se dan entre moléculas polares que no puedan formar enlaces de hidrógeno. De las sustancias propuestas, este enlace lo presenta el etanal, (C_2H_4O), CH_3CHO.

▪ El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las sustancias propuestas, este tipo de enlace es posible en el ácido fórmico, (CH_2O_2), HCOOH, y en el metanol, (CH_4O), CH_3OH. El que los puntos de ebullición de los ácidos sean más altos que los de los alcoholes se debe a que los ácidos forman un dímero estable.

Además, el punto de ebullición aumenta con la masa molecular de la sustancia, ya que también contribuyen las fuerzas de dispersión de London y estas aumentan con la longitud de la cadena.

De acuerdo con lo expuesto, las especies propuestas ordenadas por puntos de ebullición (K) crecientes son:

$$CH_4 < C_2H_4O < CH_4O < CH_2O_2$$

Consultando la bibliografía, los valores de los puntos de ebullición (K) son:

$$CH_4\ (111{,}7) < C_2H_4O\ (293) < CH_4O\ (338) < CH_2O_2\ (374)$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2007).

4.35. Para separar los componentes de una mezcla formada por etanol y acetona, la técnica experimental más adecuada para realizar esta operación de laboratorio es:
a) Destilación
b) Cristalización
c) Decantación
d) Filtración
e) Cromatografía

(O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.L. Murcia 2009) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

Al tratarse de dos líquidos miscibles, la única operación de separación posible para separar ambos es la destilación, que se basa en que ambos poseen diferentes volatilidades.

La destilación es una operación unitaria que consiste en la separación de los componentes de una mezcla líquida (en la que todos los compuestos son más o menos volátiles) por evaporación y condensación sucesivas. La separación se basa en la diferencia entre las volatilidades absolutas de los componentes, lo que tiene como consecuencia la formación de un vapor de composición diferente a la del líquido del que procede (el vapor será más rico en el componente más volátil, mientras que el líquido será más rico en el menos volátil). Cuanto mayor sea la diferencia de volatilidades mejor será la separación conseguida.

La respuesta correcta es la **a**.

4.36. Cuando se sustituye uno de los átomos de hidrógeno del benceno, C_6H_6, por otro átomo o grupo de átomos, cambia el punto de ebullición. ¿Cuál es el orden creciente correcto de los puntos de ebullición de las siguientes sustancias?

a)	C_6H_6	C_6H_5Cl	C_6H_5Br	C_6H_5OH
b)	C_6H_6	C_6H_5OH	C_6H_5Cl	C_6H_5Br
c)	C_6H_5Cl	C_6H_5Br	C_6H_6	C_6H_5OH
d)	C_6H_6	C_6H_5OH	C_6H_5Br	C_6H_5Cl
e)	C_6H_6	C_6H_5Br	C_6H_5Cl	C_6H_5OH

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009) (O.Q.L. Madrid 2014)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más elevado en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, menor en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

▪ Las fuerzas de dispersión de London se dan en todo tipo de sustancias, pero fundamentalmente, en las sustancias no polares como C_6H_6, que, de las sustancias propuestas le corresponde el menor punto de ebullición.

▪ Los enlaces dipolo-dipolo se dan entre moléculas polares que no puedan formar enlaces de hidrógeno, como C_6H_5Br y C_6H_5Cl. El punto de ebullición aumenta con la masa molecular de la sustancia ya que, las fuerzas de dispersión de London aumentan con la longitud de la cadena y el volumen de los átomos que forman la molécula. Por este motivo, el punto de ebullición del bromobenceno, C_6H_5Br, es mayor que el del clorobenceno, C_6H_5Cl.

▪ El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las sustancias propuestas, este tipo de enlace solo es posible en el fenol, C_6H_5OH, por lo que, de las sustancias propuestas le corresponde el mayor punto de ebullición.

De acuerdo con lo expuesto, las sustancias propuestas ordenadas por puntos de ebullición (K) crecientes son:

$$C_6H_6 < C_6H_5Cl < C_6H_5Br < C_6H_5OH$$

Consultando la bibliografía, los valores de los puntos de ebullición (K) son:

$$C_6H_6\ (353{,}2) < C_6H_5Cl\ (404{,}0) < C_6H_5Br\ (429{,}0) < C_6H_5OH\ (454{,}8)$$

La respuesta correcta es la **a**.

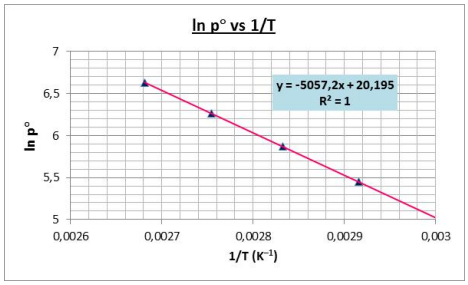
(Cuestión similar a las propuestas en Madrid 2007 y 2009. En Castilla-La Mancha es orden decreciente).

4.37. La representación gráfica de ln $p°$ (presión de vapor de un líquido puro) frente a $1/T$ para un intervalo pequeño de temperatura es una línea recta. Se puede afirmar que:
a) La pendiente es proporcional a la entalpía de vaporización.
b) La pendiente es igual a la entalpía de vaporización.
c) La ordenada en el origen es proporcional a la entalpía de vaporización.
d) La ordenada en el origen es igual a la entalpía de vaporización.
e) La pendiente es igual a la entropía de vaporización.

(O.Q.N. Sevilla 2010)

La ecuación de Clausius-Clapeyron (1834) relaciona la presión de vapor de un líquido con la temperatura:

$$\ln p° = -\frac{\Delta_{vap}H}{RT} + C$$



Representando ln $p°$ frente a $1/T$ para el H_2O se obtiene una recta cuya pendiente es directamente proporcional a la entalpía de vaporización. En este caso, se obtiene:

$$m = -\frac{\Delta_{vap}H}{R}$$

$$\Delta_{vap}H = -(-5.057\ \text{K})\cdot(8{,}31\cdot10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) = 42{,}0\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.38. ¿Qué propiedades de los líquidos aumentan con las fuerzas intermoleculares?
a) Solo la presión de vapor.
b) Solo la entalpía de vaporización.
c) Solo la temperatura de ebullición.
d) La entalpía de vaporización y la temperatura de ebullición.
e) La presión de vapor y la entalpía de vaporización.

(O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. Málaga 2020)

Al aumentar las fuerzas intermoleculares en un líquido:

▪ Aumenta la entalpía de vaporización ya que, se necesita más energía para romper los enlaces intermoleculares y realizar el cambio de estado líquido → vapor.

▪ Disminuye la presión de vapor ya que, al ser más fuertes los enlaces intermoleculares es más difícil el paso líquido → vapor y existen menos moléculas en este estado.

▪ Aumenta la temperatura de ebullición ya que, se necesita una temperatura más alta para que la presión de vapor se iguale a la presión atmosférica.

La respuesta correcta es la **d**.

4.39. Cuando se sale de la ducha siempre se siente frío porque se evapora agua de la superficie de la piel. Por tanto, el proceso de evaporación:
a) Es endotérmico.
b) Debe tener una $\Delta G > 0$.
c) Implica una disminución de la entropía.
d) Solo se produce si se está al sol.

(O.Q.L. Murcia 2010)

a) **Verdadero**. En la evaporación, el $H_2O(l)$ se convierte en $H_2O(g)$ y, para ello, deben romperse enlaces de intermoleculares de hidrógeno, lo que implica que se absorbe energía, por lo que el proceso es endotérmico.

b) Falso. La evaporación del $H_2O(l)$ es un proceso que transcurre con absorción de calor ($\Delta H > 0$) y aumento del desorden ($\Delta S > 0$). Como se cumple que $|T\Delta S| > |\Delta H|$, entonces, $\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0$ y el proceso es espontáneo.

c) Falso. En la evaporación, el $H_2O(l)$ se convierte en $H_2O(g)$, lo que hace aumentar el desorden del sistema (ΔS).

d) Falso. En la evaporación del agua que moja la piel del cuerpo, la energía para romper los enlaces intermoleculares de hidrógeno la aporta el cuerpo humano que, por este motivo, baja su temperatura.

La respuesta correcta es la **a**.

4.40. Sobre el punto de ebullición del H_2O puede decirse que:
a) Es 100 °C, con independencia de la presión a la que se determine.
b) Es algo menor que la de los otros hidruros del grupo del oxígeno.
c) Disminuye al aumentar la presión, por eso en la cima de una montaña será inferior a 100 °C.
d) Aumenta la aumentar la presión, por lo que en una olla de cocción rápida el agua puede alcanzar una temperatura de ebullición de 115 °C.

(O.Q.L. Murcia 2010)

a) Falso. Un líquido hierve cuando su presión de vapor se iguala a la presión exterior.

b) Falso. En el agua existen enlaces intermoleculares de hidrógeno que no son posibles en los otros elementos del grupo, por lo que su temperatura de ebullición es superior a la del resto de hidruros.

c) Falso. La temperatura de ebullición disminuye al disminuir la presión exterior, por ese motivo, en la cima de una montaña es inferior a 100 °C ya que la presión exterior es menor de 1 atm.

d) **Verdadero**. Aumenta al aumentar la presión exterior, por eso, como en el interior de una olla de cocción rápida la presión es superior a 1 atm es posible que la temperatura de ebullición supere los 100 °C

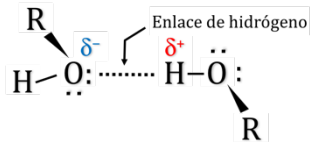
La respuesta correcta es la **d**.

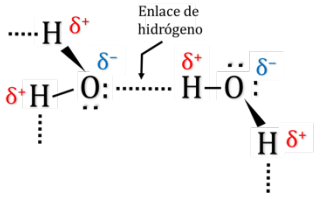
4.41. ¿En cuál de las siguientes series de sustancias químicas, estas se encuentran ordenadas por valor creciente de su punto de ebullición?
a) $H_2O < CH_3OH < CH_3OCH_3 < CH_3CH_2OCH_2CH_3$
b) $CH_3OH < CH_3OCH_3 < CH_3CH_2OCH_2CH_3 < H_2O$
c) $CH_3OCH_3 < CH_3CH_2OCH_2CH_3 < CH_3OH < H_2O$
d) $CH_3CH_2OCH_2CH_3 < CH_3OCH_3 < CH_3OH < H_2O$

(O.Q.L. Madrid 2010) (O.Q.L. Valencia 2018)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más elevado en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, menor en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

▪ El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las sustancias propuestas, este tipo de enlace es posible en el agua, H_2O, y en el metanol, CH_3OH.





La molécula de H_2O tiene más átomos de hidrógeno unidos al átomo de oxígeno que la de CH_3OH, puede formar más enlaces de hidrógeno que esta, lo que motiva que su punto de ebullición sea mayor.

▪ Los enlaces dipolo-dipolo se dan entre moléculas polares que no puedan formar enlaces de hidrógeno. De las sustancias propuestas, este enlace lo presentan el dietiléter, $CH_3CH_2OCH_2CH_3$ y el dimetiléter, CH_3OCH_3. El punto de ebullición aumenta con la masa molecular de la sustancia ya que, las fuerzas de dispersión de London aumentan con la longitud de la cadena y el volumen de los átomos que forman la molécula. Por este motivo, el punto de ebullición del dietiléter es mayor que el del dimetiléter.

Las sustancias propuestas ordenadas por puntos de ebullición creciente son:

$$CH_3OCH_3 < CH_3CH_2OCH_2CH_3 < CH_3OH < H_2O$$

Consultando la bibliografía, los valores de los puntos de ebullición (K) son:

$$CH_3OCH_3\ (249) < CH_3CH_2OCH_2CH_3\ (307{,}8) < CH_3OH\ (338{,}7) < H_2O\ (373{,}1)$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.42. ¿Cuál de estos procesos es exotérmico?
a) Condensación
b) Fusión
c) Sublimación
d) Vaporización

(O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Madrid 2013)

Se trata de cuatro cambios de estado. Tres de ellos: fusión, sublimación y vaporización son endotérmicos ($\Delta H > 0$) ya que se absorbe calor para romper enlaces intermoleculares. El cuarto, condensación, es exotérmico ($\Delta H < 0$) ya que se desprende calor al formarse enlaces intermoleculares.

La respuesta correcta es la **a**.

4.43. ¿Cuál es el orden correcto de puntos de ebullición para KNO_3, CH_3OH, C_2H_6, Ne?
a) $Ne < CH_3OH < C_2H_6 < KNO_3$
b) $KNO_3 < CH_3OH < C_2H_6 < Ne$
c) $Ne < C_2H_6 < KNO_3 < CH_3OH$
d) $Ne < C_2H_6 < CH_3OH < KNO_3$
e) $C_2H_6 < Ne < CH_3OH < KNO_3$

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Murcia 2012) (O.Q.L. Cantabria 2013) (O.Q.L. Extremadura 2016)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ El mayor punto de ebullición le corresponde al KNO_3, sustancia que tiene enlace iónico y que, a diferencia del resto, forma una red cristalina iónica, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.

▪ CH_3OH es una sustancia que tiene enlace covalente polar que puede formar un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares, por lo que su punto de ebullición es alto de lo que debería de ser.

▪ Ne es un elemento inerte que no forma moléculas y C_2H_6 es un compuesto que tiene enlace covalente, pero al ser una sustancia que no presenta momento dipolar permanente, solo presenta enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London. Sus puntos de ebullición serán muy bajos, sobre todo en el Ne que al ser una especie menos voluminosa es menos polarizable.

De acuerdo con lo expuesto, las sustancias propuestas ordenadas por punto de ebullición creciente son:

$$Ne < C_2H_6 < CH_3OH < KNO_3$$

Consultando la bibliografía, los valores de los puntos de ebullición (K) son:

$$Ne\ (27{,}1) < C_2H_6\ (184) < CH_3OH\ (338{,}7) < KNO_3\ (673)$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.44. Ordene los compuestos HF, H_2O, NH_3 y CH_4 según el punto de ebullición creciente:
a) $CH_4 < NH_3 < H_2O < HF$
b) $NH_3 < CH_4 < H_2O < HF$
c) $HF < CH_4 < H_2O < NH_3$
d) $CH_4 < NH_3 < HF < H_2O$

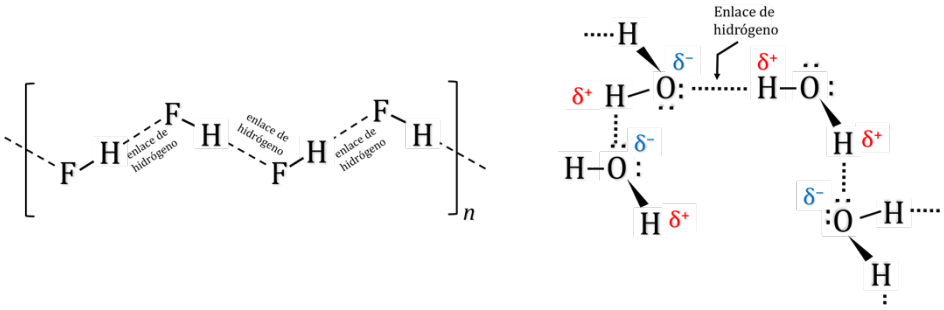
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.L. País Vasco 2014) (O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más elevado en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, menor en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

▪ CH_4 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son fuerzas de dispersión de London, que no son muy intensas debido a que no es una sustancia con gran volumen atómico y, por tanto, poco polarizable. Su temperatura de ebullición es la más baja de todas las sustancias propuestas.

▪ HF, H_2O y NH_3 son sustancias que tienen enlace covalente y, además, se trata de moléculas polares que forman un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. La temperatura de ebullición es mucho mayor en el H_2O ya que sus enlaces de hidrógeno son más fuertes. Esto es debido a que el átomo de oxígeno es más electronegativo y más pequeño que el de nitrógeno.

A pesar de que el flúor es más electronegativo y pequeño que el oxígeno, y por eso cabría esperar que los enlaces de hidrógeno fueran más intensos e hicieran cambiar más la temperatura de ebullición del HF que la del H_2O, esta anomalía se debe a que una molécula de HF solo forma dos enlaces de hidrógeno, mientras que la de H_2O puede formar cuatro, tal como muestra la siguiente figura.



De acuerdo con lo expuesto, las sustancias propuestas ordenadas por puntos de ebullición creciente son:

$CH_4 < NH_3 < HF < H_2O$

Consultando la bibliografía, los valores de los puntos de ebullición (K) son:

CH_4 (111,7) < NH_3 (240) < HF (293) < H_2O (373)

La respuesta correcta es la **d**.

4.45. La temperatura de ebullición de los compuestos: H_2O, NaCl, NH_3 y Cl_2 si se ordenan de mayor a menor es:
a) NaCl, H_2O, NH_3, Cl_2
b) NaCl, H_2O, Cl_2, NH_3
c) Cl_2, NaCl, H_2O, NH_3
d) Cl_2, NaCl, NH_3, H_2O

(O.Q.L. Asturias 2011)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ El mayor punto de ebullición le corresponde al NaCl, sustancia que tiene enlace iónico y que, a diferencia del resto, forma una red cristalina iónica, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.

▪ H_2O y NH_3 son sustancias que tienen enlace covalente, además, se trata de moléculas polares que forman un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, sus temperaturas de ebullición son más altas de lo que deberían ser. Esta temperatura es mucho mayor en el H_2O ya que sus enlaces de hidrógeno son más fuertes. Esto es debido a que el átomo de oxígeno es más electronegativo y más pequeño que el de nitrógeno.

▪ Cl_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son fuerzas de dispersión de London, que no son muy intensas debido a que no es una sustancia con gran volumen atómico y, por ello, poco polarizable. Su temperatura de ebullición es la más baja de todas las sustancias propuestas.

De acuerdo con lo expuesto, las sustancias propuestas ordenadas por punto de ebullición decreciente son:

$NaCl > H_2O > NH_3 > Cl_2$

Consultando la bibliografía, los valores de los puntos de ebullición (K) son:

NaCl (1.738) > H_2O (373) > NH_3 (239,8) > Cl_2 (239,1)

La respuesta correcta es la **a**.

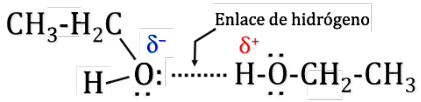
4.46. ¿Cuál de las siguientes secuencias de sustancias se corresponde con un orden creciente correcto de puntos de ebullición?
a) Etano < ácido etanoico < etanol
b) Etano < etanol < ácido etanoico
c) Ácido etanoico < etanol < etano
d) Ácido etanoico > etano > etanol

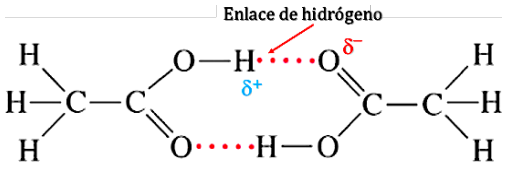
(O.Q.L. País Vasco 2011)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más elevado en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, menor en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

▪ Las fuerzas de dispersión de London se dan en todo tipo de sustancias, pero fundamentalmente, en las sustancias no polares. De las sustancias propuestas, este enlace lo presenta el etano, CH_3CH_3.

▪ El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las sustancias propuestas, este tipo de enlace solo es posible en el ácido etanoico, CH_3COOH, y en el etanol, CH_3CH_2OH. El que el punto de ebullición del ácido sea más alto que el del alcohol se debe a que el ácido forma un dímero estable.





De acuerdo con lo expuesto, las sustancias dadas ordenadas por puntos de ebullición creciente son:

etano < etanol < ácido etanoico

Consultando la bibliografía, los valores de los puntos de ebullición (K) son:

etano (231) < etanol (351) < ácido etanoico (391)

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2007).

4.47. Las sustancias H_2O, CH_3OH, CH_4, I_2, Cl_2, se han ordenado por orden creciente de su punto de ebullición. El orden correcto es:
a) $H_2O < CH_3OH < CH_4 < I_2 < Cl_2$
b) $H_2O < CH_4 < CH_3OH < I_2 = Cl_2$
c) $CH_4 < CH_3OH < H_2O < Cl_2 < I_2$
d) $CH_4 < Cl_2 < CH_3OH < H_2O < I_2$
e) $CH_4 < Cl_2 < I_2 < CH_3OH < H_2O$

(O.Q.L. Valencia 2012)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más elevado en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, menor en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

▪ La mayor temperatura de ebullición le corresponde al I_2, sustancia que tiene enlace covalente no polar pero que mantiene unidas sus moléculas mediante fuerzas de dispersión de London, que son muy intensas ya que es una sustancia con gran volumen atómico y, por ello, muy polarizable. Estas fuerzas tienen tal magnitud que hace esta sustancia sea sólida a temperatura ambiente y su punto de ebullición es superior a los del H_2O y CH_3OH que tienen enlace de hidrógeno.

▪ H_2O y CH_3OH son sustancias que tienen enlace covalente y, además, se trata de moléculas polares que forman un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, sus temperaturas de ebullición son más altas de lo que deberían ser. Esta temperatura es mayor en el H_2O ya que puede dar más enlaces de hidrógeno que el CH_3OH.

▪ CH_4 y Cl_2 son sustancias que tienen enlace covalente no polar. Sus moléculas se unen mediante fuerzas de dispersión de London, muy débiles ya que estas sustancias tienen pequeño volumen atómico lo que las hace poco polarizables. El mayor volumen del Cl_2 hace que su temperatura de ebullición sea mucho mayor que la del CH_4.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de ebullición de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:

$CH_4 < Cl_2 < CH_3OH < H_2O < I_2$

Consultando la bibliografía, los valores de los puntos de ebullición (K) son:

CH_4 (113) < Cl_2 (239,1) < CH_3OH (338) < H_2O (373) < I_2 (457,1)

La respuesta correcta es la **d**.

4.48. En una caldera se desea producir vapor de agua a 120 °C. Controlando la cantidad de vapor que se acumula dentro de la caldera el calentamiento tiene lugar a presión constante. En consecuencia, en el proceso de ebullición:
a) La temperatura aumenta, pero la presión no varía.
b) La temperatura no varía, pero la presión aumenta.
c) La temperatura y la presión aumentan.
d) La temperatura y la presión disminuyen.
e) La temperatura y la presión no varían.

(O.Q.L. País Vasco 2012) (O.Q.L. País Vasco 2014) (O.Q.L. País Vasco 2015)

Se trata de producir el cambio de estado:

$$H_2O(l) \rightarrow H_2O(g)$$

en el interior de un recipiente de volumen constante provisto de una válvula que permite la salida del vapor de agua a 120 °C, de forma que se mantienen constantes la presión y la temperatura.

La respuesta correcta es la **e**.

(En la cuestión propuesta en 2012 se cambia la caldera por una olla a presión y en 2015 se especifica la temperatura).

4.49. Las temperaturas de ebullición de cuatro sustancias orgánicas son: 170 °C, 0 °C, 97 °C y 11 °C. Las sustancias orgánicas son:

A: $CH_3CH_2CH_2CH_3$ B: $CH_3CH_2OCH_3$ C: $CH_3CH_2CH_2OH$ D: $NH_2CH_2CH_2OH$

¿Cuál sería la asignación correcta de las temperaturas de ebullición de cada sustancia?

a)	**A: 0 °C**	**B: 11 °C**	**C: 97 °C**	**D: 170 °C**
b)	**A: 11 °C**	**B: 0 °C**	**C: 170 °C**	**D: 97 °C**
c)	**A: 97 °C**	**B: 0 °C**	**C: 170 °C**	**D: 11 °C**
d)	**A: 170 °C**	**B: 97 °C**	**C: 11 °C**	**D: 0 °C**

(O.Q.L. Asturias 2012)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más elevado en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, menor en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

▪ La sustancia A, butano, $CH_3CH_2CH_2CH_3$, presenta enlace intermolecular del tipo fuerzas de dispersión de London que se da en todo tipo de sustancias, pero fundamentalmente, en las sustancias no polares. Le corresponde la menor temperatura de ebullición, 0 °C.

▪ La sustancia B, etilmetiléter, $CH_3CH_2OCH_3$, tiene enlace covalente polar y presenta enlaces intermoleculares dipolo-dipolo y fuerzas de dispersión de London. Le corresponde la siguiente temperatura de ebullición más baja, 11 °C

▪ Las sustancias C y D, 1-propanol, $CH_3CH_2CH_2OH$ y 2-aminoetanol, $NH_2CH_2CH_2OH$, respectivamente, tienen enlace covalente polar y presentan enlace de hidrógeno. Este tipo de enlace intermolecular, que más fuerte que los anteriores, se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O y N) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. La temperatura de ebullición del 2-aminoetanol es más elevada debido a que puede formar más enlaces de hidrógeno que el alcohol. Les corresponden las temperaturas de ebullición, 97 °C para el 1-propanol (C) y 170 °C para el 2- aminoetanol (D).

La respuesta correcta es la **a**.

4.50. ¿Cuál de los siguientes procesos físicos o químicos puede considerarse como un proceso endotérmico?
a) Evaporación del agua.
b) Combustión de la gasolina.
c) Disolución del ácido sulfúrico en agua.
d) Congelación del etanol.
e) Todos los procesos anteriores son endotérmicos.

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Galicia 2015) (O.Q.L. Valencia 2015)

a) **Verdadero**. Se trata de un proceso endotérmico ya que para vaporizar el agua se absorbe calor para romper los enlaces de hidrógeno existentes entre las moléculas de agua líquida.

b) Falso. Los procesos de combustión son muy exotérmicos.

c-d) Falso. Ambos procesos son exotérmicos ya que al formarse enlaces intermoleculares se desprende calor.

La respuesta correcta es la **a**.

4.51. Dadas las siguientes sustancias, NaCl, Cl_2, H_2O y C (diamante), ¿en cuál están ordenadas las sustancias según puntos de ebullición creciente?
a) NaCl < Cl_2 < H_2O < C (diamante)
b) Cl_2 < NaCl < H_2O < C (diamante)
c) H_2O < Cl_2 < NaCl < C (diamante)
d) Cl_2 < H_2O < NaCl < C (diamante)
e) H_2O < Cl_2 < C (diamante) < NaCl

(O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ El mayor punto de ebullición le corresponde al C (diamante), sustancia que forma una red covalente con fuerzas muy intensas entre los átomos lo que hace que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de ebullición.

▪ NaCl es una sustancia que tiene enlace iónico por lo que forma una red cristalina iónica con fuerzas no tan intensas entre los iones como en el caso de la red covalente, pero que hace que estos compuestos también sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de ebullición.

▪ H_2O es una sustancia que tienen enlace covalente, además, se trata de una molécula polar que forma un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, su temperatura de ebullición es más alta de lo que debería ser.

▪ Cl_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son fuerzas de dispersión de London, que no son muy intensas debido a que no es una sustancia con gran volumen atómico y, por ello, poco polarizable. Su temperatura de ebullición es la más baja de todas las sustancias propuestas.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de ebullición de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:

$$Cl_2 < H_2O < NaCl < C(diamante)$$

Consultando la bibliografía, los valores de los puntos de ebullición (K) son:

$$Cl_2\ (239) < H_2O\ (373) < NaCl\ (1.738) < C(diamante)\ (5.100)$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.52. De las siguientes sustancias ¿cuál tiene el punto de ebullición más alto?
a) SiH_4
b) CH_4
c) PbH_4
d) SnH_4
e) GeH_4

(O.Q.L. Valencia 2013)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más elevado en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, menor en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

Se trata de cinco sustancias que presentan enlace covalente polar pero que forman moléculas que no presentan momento dipolar permanente debido a que la geometría tetraédrica que presentan hace que sus cuatro vectores momento dipolar se anulen entre sí. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles entre ellas son fuerzas de dispersión de London, que son más intensas en las especies con gran volumen atómico y elevada masa molecular, factores que hacen estas sustancias sean más polarizables. La molécula de mayor tamaño es PbH_4, por lo que es la que tiene mayor temperatura de ebullición.

Consultando la bibliografía, los valores de los puntos de ebullición (K) son:

$$CH_4\ (111{,}7) < SiH_4\ (161) < GeH_4\ (185) < SnH_4\ (221) < PbH_4\ (260)$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.53. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene la menor temperatura de ebullición?
a) H_2O
b) H_2S
c) H_2Se
d) H_2Te

(O.Q.L. Madrid 2013) (O.Q.L. Galicia 2019)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más elevado en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, menor en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

Las cuatro moléculas tienen enlace covalente polar y presentan enlace intermolecular del tipo dipolo-dipolo, aunque, el H_2O es la única que presenta, además, enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno por lo que le corresponde la temperatura de ebullición más alta.

De los tres compuestos restantes, las fuerzas intermoleculares son más débiles a medida que decrece el volumen atómico, por lo que, a la molécula más pequeña, H_2S, ya que el azufre es un elemento del tercer periodo, es a la que le corresponde la menor temperatura de ebullición.

Consultando la bibliografía, los valores de los puntos de ebullición (K) son:

$$H_2O\ (373) > H_2Te\ (271{,}8) > H_2Se\ (231{,}9) > H_2S\ (213)$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.54. La presión de vapor de un líquido aumenta:
a) Al aumentar al volumen del líquido.
b) Al aumentar la densidad del líquido.
c) Al disminuir el área de la superficie libre.
d) Al aumentar la temperatura.
e) Al aumentar las fuerzas intermoleculares.

(O.Q.N. Oviedo 2014)

La presión de vapor de un líquido se define como:

> "la presión que ejerce el vapor procedente de un líquido y en equilibrio con él a determinada temperatura".

Se trata de un equilibrio físico que solo depende de la temperatura. Si aumenta la temperatura del líquido, este absorbe energía que se emplea para romper los enlaces intermoleculares que mantienen unidas a las moléculas en la fase líquida y que escapan a la fase vapor, lo que provoca un aumento de la presión de vapor.

La respuesta correcta es la **d**.

4.55. La temperatura de ebullición de las sustancias arsano (AsH_3), monocloruro de yodo, monóxido de carbono y silano ordenada de mayor a menor es:
a) Arsano, monóxido de carbono, monocloruro de yodo, silano
b) Monocloruro de yodo, arsano, silano, monóxido de carbono
c) Monóxido de carbono, arsano, monocloruro de yodo, silano
d) Silano, monóxido de carbono, arsano, monocloruro de yodo
e) Arsano, monocloruro de yodo, monóxido de carbono, silano

(O.Q.N. Oviedo 2014)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más elevado en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, menor en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

▪ El mayor punto de ebullición le corresponde al monocloruro de yodo (ICl), sustancia que tiene enlace covalente polar y que mantiene sus moléculas unidas mediante fuerzas del tipo dipolo-dipolo y, además, fuerzas de dispersión de London que, en este caso, son muy intensas debido que se trata una sustancia con gran volumen atómico y masa molecular y, por ello, muy polarizable.

▪ Monóxido de carbono, CO, y arsano, AsH_3, son sustancias que tienen enlace covalente polar. Sus moléculas se encuentran unidas mediante enlaces intermoleculares del tipo dipolo-dipolo y, además, fuerzas de dispersión de London, que son más intensas en el arsano y, muy débiles en el CO debido al pequeño tamaño de esta molécula lo que motiva que esta sustancia le corresponda el menor punto de ebullición.

▪ Silano, SiH_4, es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son fuerzas de dispersión de London, que no son muy intensas debido al pequeño volumen del átomo de silicio. Le corresponde una temperatura de ebullición baja.

Teniendo en cuenta lo expuesto, las temperaturas de ebullición de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden decreciente:

$$ICl > AsH_3 > SiH_4 > CO$$

Consultando la bibliografía, los valores de las temperaturas de ebullición (K) son:

$$ICl\ (370{,}6) > AsH_3\ (210{,}7) > SiH_4\ (161) > CO\ (81{,}6)$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.56. ¿Qué sustancia tendrá el punto de ebullición más alto, Cl_2 o ClF?
a) ClF
b) Cl_2
c) Será similar en ambas porque están formadas por elementos de la misma naturaleza.
d) Para saberlo se necesitaría conocer la energía de enlace de las mismas.

(O.Q.L. Murcia 2014)

Las estructuras de Lewis de las moléculas de dicloro y de monofluoruro de cloro son:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV, Cl_2 y ClF son moléculas que se ajustan a la fórmula AXE_3, a las que corresponde un número estérico (m+n) = 4, con una disposición tetraédrica y geometría lineal ya que están formadas por solo dos átomos. La molécula de Cl_2 es no polar ya que ambos átomos son iguales, mientras que la de ClF es polar ya que sus átomos son diferentes.

Las fuerzas intermoleculares que mantienen unidas a las moléculas de ClF son del tipo dipolo-dipolo que aquí son más débiles que las fuerzas de dispersión de London que son las que unen, también, a las moléculas de Cl_2, que son más voluminosas y, por ello, más polarizables. Por este motivo, el punto de ebullición del Cl_2 (239,1 K) es mayor que el del ClF (173,1 K).

La respuesta correcta es la **b**.

4.57. ¿Cuál de las sustancias siguientes tiene la mayor temperatura de ebullición: butano, propano, dimetiléter o etanol?
a) Butano
b) Propano
c) Dimetiléter
d) Etanol
e) No se puede saber.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más elevado en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, menor en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

▪ Las fuerzas de dispersión de London se dan en todo tipo de sustancias, pero fundamentalmente, en las sustancias no polares. De las sustancias propuestas, este enlace lo presentan los hidrocarburos butano $CH_3CH_2CH_2CH_3$, y propano, $CH_3CH_2CH_3$, siendo más intenso en el primero, que por tener más átomos es más polarizable.

▪ Los enlaces dipolo-dipolo se dan entre moléculas polares que no puedan formar enlaces de hidrógeno. De las sustancias propuestas, este enlace lo presenta el dimetiléter, CH_3OCH_3.

▪ El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las sustancias propuestas, este tipo de enlace solo es posible en el etanol, CH_3CH_2OH, por lo que le corresponde la temperatura de ebullición más alta de todas las sustancias propuestas.

Además, la temperatura de ebullición aumenta con la masa molecular de la sustancia, ya que también contribuyen las fuerzas de dispersión de London y estas aumentan al aumentar la longitud de la cadena.

Consultando la bibliografía, los valores de las temperaturas de ebullición (K) son:

propano (231) < dimetiléter (249) < butano (273) < etanol (351,5)

La respuesta correcta es la **d**.

4.58. El punto de ebullición del N_2 es:
a) Mayor que el del CO.
b) Menor que el del CO.
c) Hierven a la misma temperatura.
d) Ambos son gases a cualquier temperatura.

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

Las estructuras de Lewis de las moléculas de monóxido de carbono y de dinitrógeno son:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV, CO y N_2 son especies que se ajustan a la fórmula AXE_3, a las que corresponde un número estérico (m+n) = 4, con una disposición tetraédrica y geometría lineal ya que están formadas solo por dos átomos. La molécula de CO es polar ya que sus átomos son diferentes y, la de N_2 es no polar ya que ambos átomos son iguales.

Las fuerzas intermoleculares que mantienen unidas a las moléculas de CO son del tipo dipolo-dipolo que aquí son más intensas que las fuerzas de dispersión de London que son las que unen, también, a las moléculas de N_2, que no son voluminosas y, por ello, poco polarizables. Por este motivo, el punto de ebullición del N_2 (77,4 K) es algo menor que el de CO (81,6 K).

La respuesta correcta es la **b**.

4.59. ¿Cuál de los siguientes parámetros afecta a la presión de vapor de un líquido?
a) El área de la superficie del líquido.
b) El volumen del líquido.
c) El volumen del espacio por encima del líquido.
d) La temperatura del líquido.
e) La temperatura del aire en contacto con el líquido.

(O.Q.N. Madrid 2015)

El equilibrio líquido-vapor de una sustancia está determinado por el valor de su constante de equilibrio, que, de acuerdo con la ley del equilibrio químico, solo depende de la temperatura.

La respuesta correcta es la **d**.

4.60. La presión de vapor del CCl_4 a 25,0 °C es 110 mmHg y su punto de ebullición normal es 77,0 °C. ¿Cuál es calor de vaporización en kJ mol^{-1}?
a) −32,23
b) 32,23
c) 142,8
d) −142,8
e) 42,27

(O.Q.N. Madrid 2015)

La ecuación de Clausius-Clapeyron (1834) relaciona la presión de vapor de un líquido con la temperatura:

$$\ln\frac{p_2}{p_1} = \frac{\Delta_{vap}H}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

La temperatura de ebullición normal un líquido hierve implica que la presión exterior a la que debe igualarse la presión de vapor es 1 atm o 760 mmHg.

El valor de la entalpía de vaporización es:

$$\ln\left(\frac{760\text{ mmHg}}{110\text{ mmHg}}\right) = \frac{\Delta_{vap}H}{8{,}31\cdot10^{-3}\text{ kJ mol}^{-1}\text{ K}^{-1}}\cdot\left(\frac{1}{(25{,}0+273{,}15)\text{ K}} - \frac{1}{(77{,}0+273{,}15)\text{ K}}\right)$$

Se obtiene, $\Delta_{vap}H = 32{,}2\text{ kJ mol}^{-1}$.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Almería 1999 y Madrid 2011).

4.61. ¿Cuál de las siguientes proposiciones ordena de forma creciente, por sus puntos de ebullición, las siguientes sustancias?
a) Dimetiléter, agua, metanol
b) Dimetiléter, metanol, agua
c) Metanol, agua, dimetiléter
d) Agua, metanol, dimetiléter

(O.Q.L. Galicia 2015) (O.Q.L. Galicia 2016)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más elevado en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, menor en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

▪ H_2O y CH_3OH son sustancias que tienen enlace covalente, además, se trata de moléculas polares que forman un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, sus temperaturas de ebullición son más altas de lo que deberían ser**.** Esta temperatura es mucho mayor en el H_2O ya que puede dar más enlaces de hidrógeno que el CH_3OH.

▪ CH_3OCH_3 es una sustancia que tiene enlace covalente polar y sus moléculas se encuentran unidas mediante fuerzas de dispersión de London y dipolo-dipolo. Estas fuerzas no son tan intensas como las del enlace de hidrógeno por lo que su punto de ebullición es inferior a los del H_2O y CH_3OH.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de ebullición de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:

$$CH_3OCH_3 > CH_3OH > H_2O$$

Consultando la bibliografía, los valores de los puntos de ebullición (K) son:

$$CH_3OCH_3\ (249) > CH_3OH\ (338{,}7) > H_2O\ (373)$$

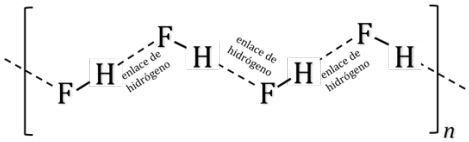
La respuesta correcta es la **b**.

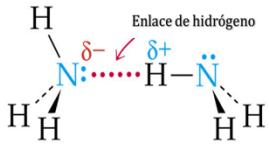
4.62. ¿Cuál de las siguientes sustancias presentará un mayor punto de ebullición?
a) HF
b) HCl
c) N_2
d) CH_4
e) NH_3

(O.Q.L. Madrid 2015)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más elevado en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, menor en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

▪ HF y NH_3 son sustancias que tienen enlace covalente polar y que presentan un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, sus puntos de ebullición son los más altos. El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De ambas moléculas, HF es la contiene el átomo más electronegativo y pequeño, por lo que los enlaces de hidrógeno existentes entre sus moléculas son los más intensos y, por ello, es la que tiene mayor punto de ebullición.





▪ HCl es una sustancia que tiene enlace covalente polar, por lo que presenta enlaces intermoleculares del tipo dipolo-dipolo y fuerzas de dispersión de London. Su punto de ebullición es bajo.

▪ CH_4 y N_2 son sustancias que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son fuerzas de dispersión de London, por lo que tienen puntos de ebullición muy bajos. Como estas fuerzas son menos intensas en el N_2 debido a que posee menor volumen atómico y, por ello, es menos polarizable, su punto de ebullición es menor que el del CH_4.

Consultando la bibliografía, los valores de los puntos de ebullición (K) son:

N_2 (77,4) < CH_4 (111,5) < HCl (188) < NH_3 (239,8) < HF (290)

La respuesta correcta es la **a**.

4.63. Las sustancias que se indican tienen masas molares muy parecidas (± 2 g mol^{-1}). ¿Cuál de ellas tiene el menor punto de ebullición?
a) $CH_3CH_2CH_3$
b) CH_3OCH_3
c) CH_3CH_2OH
d) CH_3CHO

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015) (O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más elevado en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, menor en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

▪ Las fuerzas de dispersión de London se dan en todo tipo de sustancias, pero fundamentalmente, en las sustancias no polares. De las sustancias propuestas, este enlace lo presenta el propano, $CH_3CH_2CH_3$.

▪ Los enlaces dipolo-dipolo se dan entre moléculas polares que no puedan formar enlaces de hidrógeno. De las sustancias propuestas, este enlace lo presentan el dimetiléter, CH_3OCH_3, y el etanal, CH_3CHO.

▪ El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las sustancias propuestas, este tipo de enlace es posible en el etanol, CH_3CH_2OH.

Las fuerzas más débiles son las de dispersión de London presentes en el propano, por lo que a esta sustancia le corresponde el menor punto de ebullición.

Consultando la bibliografía, los valores de los puntos de ebullición (K) son:

$CH_3CH_2CH_3$ (231,5) < CH_3OCH_3 (249) < CH_3CHO (293) < CH_3CH_2OH (351,5)

La respuesta correcta es la **a**.

4.64. La presión atmosférica en la cima del monte Everest es de 0,333 atm. ¿A qué temperatura de hervirá el agua en la cima?
a) 98 °C
b) 71 °C
c) 115 °C
d) 88 °C
(Dato. $\Delta_{vap}H° = 40{,}7$ kJ mol^{-1}).

(O.Q.N. Alcalá 2016)

La ecuación de Clausius-Clapeyron (1834) relaciona la presión de vapor de un líquido con la temperatura:

$$\ln\frac{p_2}{p_1} = \frac{\Delta_{vap}H}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

La temperatura de ebullición normal a la que un líquido hierve implica que la presión exterior a la que debe igualarse su presión de vapor es 1 atm o 760 mmHg.

$$\ln\left(\frac{1\text{ atm}}{0{,}333\text{ atm}}\right) = \frac{40{,}7\text{ kJ mol}^{-1}}{8{,}31\cdot10^{-3}\text{ kJ mol}^{-1}\text{ K}^{-1}}\cdot\left(\frac{1}{T_{eb}} - \frac{1}{(100+273{,}15)\text{ K}}\right)$$

Se obtiene, $T_{eb} = 344$ K = 71,0 °C.

La respuesta correcta es la **b**.

4.65. El rotavapor es un instrumento que se usa para evaporar disolventes orgánicos, modificando presión y temperatura según se requiera. ¿A qué presión debería programarse un rotavapor para conseguir la ebullición del hexano a 40 °C sabiendo que su temperatura normal de ebullición es de 70 °C y su entalpía de evaporación tiene un valor de 29 kJ mol^{-1}?
a) 0,59 atm
b) 320 Torr
c) 0,38 atm
d) 220 mmHg

(O.Q.L. Madrid 2016)

La ecuación de Clausius-Clapeyron (1834) relaciona la presión de vapor de un líquido con la temperatura:

$$\ln\frac{p_2}{p_1} = \frac{\Delta_{vap}H}{R}\left(\frac{1}{T_1}-\frac{1}{T_2}\right)$$

La temperatura de ebullición normal a la que un líquido hierve implica que la presión exterior a la que debe igualarse su presión de vapor es 1 atm o 760 mmHg, con lo que la ecuación anterior se simplifica ya que, $\ln p_1 = \ln 1 = 0$.

$$\ln p_2 = \frac{\Delta_{vap}H}{R}\left(\frac{1}{T_1}-\frac{1}{T_2}\right)$$

El valor que se obtiene para la presión de vapor es:

$$\ln p_2 = \frac{29\ \text{kJ mol}^{-1}}{8{,}31\cdot10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}}\cdot\left(\frac{1}{(70+273{,}15)\ \text{K}}-\frac{1}{(40+273{,}15)\ \text{K}}\right) \rightarrow p_2 = 0{,}38\ \text{atm}$$

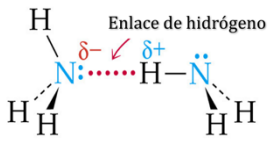
La respuesta correcta es la **c**.

4.66. Sean las siguientes moléculas: BH_3, CH_4, NH_3 y PH_3:
a) El PH_3 presenta la mayor temperatura de ebullición por tener la mayor masa molecular.
b) El NH_3 presenta la mayor temperatura de ebullición debido a la formación de enlaces de hidrógeno.
c) El BH_3 presenta la menor temperatura de ebullición dado que a temperatura ambiente es un gas.
d) El CH_4 presenta la mayor temperatura de ebullición al tener el mayor número de enlaces covalentes.
e) El CH_4 puede formar enlaces de hidrógeno con el NH_3.

(O.Q.L. País Vasco 2016)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más elevado en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, menor en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

▪ NH_3 es una sustancia que tiene enlace covalente polar y que presenta un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, su punto de ebullición es el más mayor de todos. El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



▪ PH_3 es una sustancia que tiene enlace covalente polar, por lo que presenta enlaces intermoleculares del tipo dipolo-dipolo y fuerzas de dispersión de London. Su punto de ebullición es bajo.

▪ CH_4 y BH_3 son sustancias que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son fuerzas de dispersión de London, por lo que tienen puntos de ebullición muy bajos. Como estas fuerzas son más intensas en el CH_4 debido a que posee mayor volumen atómico y, por ello, es más polarizable, su punto de ebullición es mayor que el del BH_3.

Consultando la bibliografía, los valores de las temperaturas de ebullición (K) son:

BH_3 (no disponible) < CH_4 (111,7) < PH_3 (185,5) < NH_3 (239,8)

La respuesta correcta es la **b**.

4.67. ¿Cuándo se mantiene constante la temperatura de un sistema al que se suministra calor?
a) A presión constante (transformación adiabática).
b) A volumen constante (transformación isócora).
c) Cuando el sistema cambia de estado.
d) Cuando el proceso es exotérmico.

(O.Q.L. Jaén 2016)

Si a un sistema se le suministra calor y la temperatura se mantiene constante, es que tiene lugar un cambio de estado ya que este calor se emplea en romper las fuerzas intermoleculares o interatómicas que mantienen a las partículas unidas.

La respuesta correcta es la **c**.

4.68. A 1 atm, la temperatura de ebullición del CS_2 es 319 K y la del H_2O es 373 K. Se puede entonces afirmar que:
a) A 319 K la presión de vapor del CS_2 es de 760 mmHg.
b) El H_2O es más volátil que el CS_2.
c) A igual temperatura, la presión de vapor del H_2O será mayor que la del CS_2.
d) A 273 K ambas especies estarán en estado sólido.

(O.Q.L. Murcia 2016) (O.Q.L. Baleares 2017) (O.Q.L. Baleares 2020)

a) **Verdadero**. La temperatura de ebullición normal a la que un líquido hierve implica que la presión exterior a la que debe igualarse su presión de vapor es 1 atm o 760 mmHg.

b) Falso. Si la temperatura de ebullición del H_2O es mayor que la del CS_2 quiere decir que el H_2O es un líquido menos volátil.

c) Falso. A igual temperatura, la presión de vapor del H_2O es menor que la del CS_2 ya que el H_2O es un un líquido menos volátil al ser más intensas las fuerzas que mantienen unidas a sus moléculas en el estado líquido.

d) Falso. Es imposible saberlo sin conocer el diagrama de fases de ambas sustancias.

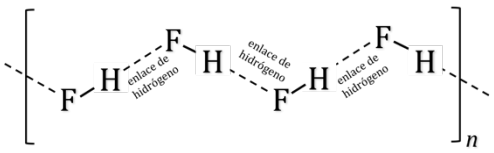
La respuesta correcta es la **a**.

4.69. ¿Cuál de los siguientes hidruros no metálicos tiene mayor temperatura de ebullición?
a) H_2S
b) HCl
c) HF
d) CH_4

(O.Q.L. Valencia 2016)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más elevado en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, menor en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

▪ HF es una sustancia que tiene enlace covalente polar y que presenta un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, su punto de ebullición es el más mayor de todos.



▪ HCl y H_2S son sustancias que tienen enlace covalente polar, por lo que presenta enlaces intermoleculares del tipo dipolo-dipolo y fuerzas de dispersión de London. Sus puntos de ebullición son bajos. Como estas fuerzas son más intensas en el H_2S debido a que posee mayor volumen atómico y, por ello, es más polarizable, su punto de ebullición es mayor que el del HCl.

▪ CH_4 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares que presenta son fuerzas de dispersión de London, por lo que tiene un punto de ebullición muy bajo. Consultando la bibliografía, los valores de las temperaturas de ebullición (K) son:

Consultando la bibliografía, los valores de la temperatura de ebullición (K) son:

$$CH_4\ (111{,}7) < HCl\ (188{,}1) < H_2S\ (213) < HF\ (292{,}6)$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.70. Cuanto más débiles son las fuerzas intermoleculares en una sustancia:
a) Mayor es su calor de vaporización.
b) Más se desvía del comportamiento ideal.
c) Mayor es su presión de vapor a determinada temperatura.
d) Mayor es su punto de fusión.

(O.Q.L. Valencia 2016)

Cuanto más débiles son las fuerzas intermoleculares presentes en una sustancia, menos se desvía del comportamiento ideal y más fácil resulta romper estos enlaces y hacerle cambiar su estado de agregación, por lo que es mayor su presión de vapor a determinada temperatura.

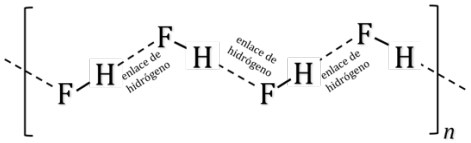
La respuesta correcta es la **c**.

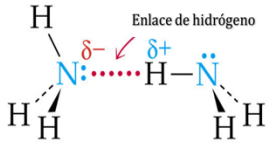
4.71. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene la menor temperatura de ebullición?
a) HF
b) O_2
c) NH_3
d) Cl_2

(O.Q.L. La Rioja 2016)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más elevado en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, menor en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

▪ HF y NH_3 son sustancias que tienen enlace covalente polar y que presentan un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, sus puntos de ebullición son los más altos. El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De ambas moléculas, HF es la contiene el átomo más electronegativo y pequeño, por lo que los enlaces de hidrógeno existentes entre sus moléculas son los más intensos y, por ello, es la que tiene mayor punto de ebullición.





▪ O_2 y Cl_2 son sustancias que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son fuerzas de dispersión de London, por lo que tienen puntos de ebullición muy bajos. Como estas fuerzas son menos intensas en el O_2 debido a que posee menor volumen atómico y, por ello, es menos polarizable, su punto de ebullición es menor que el del Cl_2.

Consultando la bibliografía, los valores de los puntos de ebullición (K) son:

$HF\ (290) > NH_3\ (240) > Cl_2\ (238{,}6) > O_2\ (77)$

La respuesta correcta es la **b**.

4.72. Las siguientes sustancias son líquidas a 25 °C. Indique la que tendrá mayor presión de vapor a esa temperatura:
a) Pentano
b) 1–butanol
c) Butanal
d) Ácido propanoico

(O.Q.L. Asturias 2016)

Cuanto más débiles son las fuerzas intermoleculares presentes en una sustancia, más fácil es romperlas y mayor es su presión de vapor a una cierta temperatura.

▪ Ácido propanoico y 1-butanol son sustancias capaces de formar enlaces de hidrógeno. Estos enlaces son muy fuertes, por lo que sus presiones de vapor serán bajas.

▪ Butanal es una sustancia con enlace covalente polar que presenta enlaces intermoleculares del tipo dipolo-dipolo y fuerzas de dispersión de London. Su presión de vapor será baja, pero mayor que la de las sustancias anteriores.

▪ Pentano es una sustancia con enlace covalente no polar que solo presenta enlaces por fuerzas de dispersión de London que son los más débiles de todas las fuerzas intermoleculares. Su presión de vapor es la menor de todas sustancias propuestas.

La respuesta correcta es la **a**.

4.73. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene mayor presión de vapor a 25 °C:
a) Metanol (CH_3OH)
b) Etanol (CH_3CH_2OH)
c) 1-Propanol ($CH_3CH_2CH_2OH$)
d) 1-Butanol ($CH_3CH_2CH_2CH_2OH$)

(O.Q.N. El Escorial 2017)

Cuanto más débiles son las fuerzas intermoleculares presentes en una sustancia, más fácil es romperlas y mayor es su presión de vapor a una cierta temperatura.

Los cuatro alcoholes presentan enlaces intermoleculares de hidrógeno y, además, todos presentan también enlaces por fuerzas de dispersión de London que son más débiles en las sustancias con menor volumen molecular (menor masa molar y menor longitud de la cadena). De las sustancias propuestas, el metanol (CH_3OH), es el que cumple esta condición, por lo que será más fácil que sus moléculas pasen de la fase líquida a la fase vapor y, por ello, sea mayor la presión de vapor.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 2016).

4.74. ¿Cuál de las expresiones siguientes es verdadera respecto a la transformación de agua líquida en hielo?
a) Se trata de un proceso exotérmico.
b) Se trata de un proceso endotérmico.
c) Se trata de una fusión.
d) Se trata de una condensación.

(O.Q.L. Valencia 2017)

a) **Verdadero**. La formación de hielo a partir de agua líquida es un proceso exotérmico ya que se desprende energía al formarse enlaces de hidrógeno entre las moléculas de agua líquida.

b) Falso. Según se ha justificado en el apartado anterior.

c-d) Falso. El proceso de cambio de estado propuesto se llama solidificación.

La respuesta correcta es la **a**.

4.75. Sabiendo que la temperatura de ebullición normal del agua es 100 °C, calcule la presión que hay en el interior de una olla a presión si en ella el agua hierve a 130 °C.
a) 267.400 Pa
b) 2,1 atm
c) 2.280 mmHg
d) 2,9 bar
(Dato. $\Delta_{vap}H°(H_2O) = 40{,}7\ kJ\ mol^{-1}$).

(O.Q.L. Madrid 2017)

La ecuación de Clausius-Clapeyron (1834) relaciona la presión de vapor de un líquido con la temperatura:

$$\ln\frac{p_2}{p_1} = \frac{\Delta_{vap}H}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

La temperatura de ebullición normal a la que un líquido hierve implica que la presión exterior a la que debe igualarse su presión de vapor es 1 atm, 1,013 bar, 101.325 Pa o 760 mmHg, con lo que la ecuación anterior se simplifica ya que, $\ln p_1 = \ln 1 = 0$.

$$\ln p_2 = \frac{\Delta_{vap}H}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

El valor de presión de vapor es:

$$\ln p_2 = \frac{40{,}7\ kJ\ mol^{-1}}{8{,}31\cdot10^{-3}\ kJ\ mol^{-1}\ K^{-1}}\cdot\left(\frac{1}{(100+273{,}15)\ K} - \frac{1}{(130+273{,}15)\ K}\right) \quad \rightarrow \quad p_2 = 2{,}66\ atm$$

Cambiando las unidades de la presión:

$$2{,}66\ atm\cdot\frac{101.325\ Pa}{1\ atm} = 2{,}70\cdot10^5\ Pa$$

La respuesta correcta es la **a**.

(El resultado no coincide exactamente debido al número de cifras de las constantes).

4.76. Ordene las siguientes moléculas CH_4, C_2H_6, CH_3OH y CH_3CH_2OH de acuerdo con la entalpía de vaporización creciente:
a) CH_4, C_2H_6, CH_3OH, CH_3CH_2OH
b) CH_3CH_2OH, C_2H_6, CH_3OH, CH_4
c) CH_4, CH_3OH, C_2H_6, CH_3CH_2OH
d) CH_3CH_2OH, CH_3OH, C_2H_6, CH_4

(O.Q.L. La Rioja 2017)

Al aumentar las fuerzas intermoleculares en una sustancia aumenta la entalpía de vaporización, ya que se necesita más energía para romper los enlaces intermoleculares y realizar el cambio de estado líquido a vapor.

▪ CH_3OH y CH_3CH_2OH son sustancias que tienen enlace covalente polar y que presentan un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Además, ambos alcoholes presentan fuerzas de dispersión de London que son más intensas en las sustancias con mayor volumen molecular (mayor masa molar y mayor longitud de la cadena). Por tanto, la entalpía de vaporización del etanol (CH_3CH_2OH) es mayor que la del metanol (CH_3OH).

▪ CH_4 y C_2H_6 son sustancias que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son fuerzas de dispersión de London, por lo que tienen puntos de ebullición muy bajos. Como estas fuerzas son menos intensas en el CH_4 debido a que posee menor volumen molecular y, por

ello, es menos polarizable. Por tanto, la entalpía de vaporización del etano (CH_3CH_3) es mayor que la del metano (CH_4).

De acuerdo con lo expuesto, las sustancias propuestas ordenadas por entalpía de vaporización creciente son:

$$CH_4 < C_2H_6 < CH_3OH < CH_3CH_2OH$$

Consultando la bibliografía, los valores de $\Delta_{vap}H°$ (kJ mol^{-1}) son:

$$CH_4\ (8{,}19) < C_2H_6\ (9{,}76) < CH_3OH\ (37{,}48) < CH_3CH_2OH\ (38{,}56)$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.77. ¿El valor de qué propiedad disminuye con el aumento de las fuerzas intermoleculares?
a) Viscosidad
b) Presión de vapor
c) Tensión superficial
d) Temperatura de ebullición

(O.Q.L. La Rioja 2017)

Al aumentar las fuerzas intermoleculares en un líquido:

▪ Disminuye la presión de vapor ya que, al ser más fuertes los enlaces intermoleculares resulta más difícil el paso de líquido a vapor, lo que hace que existan menos moléculas en este estado.

▪ Aumenta la temperatura de ebullición ya que, se necesita una temperatura más alta para que la presión de vapor se iguale a la presión atmosférica.

▪ Aumentan la tensión superficial y la viscosidad ya que, aumenta la dificultad de deslizamiento entre las capas de la sustancia.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Sevilla 2010).

4.78. Entre los siguientes compuestos indique cuál es el de mayor punto de ebullición:
a) CH_3CH_2Cl
b) CH_3CH_2OH
c) CH_3CH_2Br
d) CH_3CH_2I
e) CH_3CH_3

(O.Q.L. Jaén 2017)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más elevado en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, menor en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

▪ Los enlaces dipolo-dipolo se dan entre moléculas polares que no puedan formar enlaces de hidrógeno. De las sustancias propuestas, este enlace se presenta en los tres derivados halogenados.

▪ Las fuerzas de dispersión de London se dan en todo tipo de sustancias, pero fundamentalmente, en las sustancias no polares. De las sustancias propuestas, este enlace se presenta en el hidrocarburo saturado, CH_3CH_3, y en los derivados halogenados, CH_3CH_2Cl, CH_3CH_2Br y CH_3CH_2I, siendo más intensas cuanto mayor es el volumen atómico del halógeno, lo que lo hace más polarizable.

▪ El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las sustancias propuestas, este tipo de enlace es posible en el etanol, CH_3CH_2OH, por lo que le corresponde la temperatura de ebullición más alta de todas las sustancias propuestas.

Consultando la bibliografía, los valores de las temperaturas de ebullición (K) son:

CH_3CH_3 (184,6) < CH_3CH_2Cl (285,4) < CH_3CH_2Br (311,1) < CH_3CH_2I (344,6) < CH_3CH_2OH (351,5)

La respuesta correcta es la **b**.

4.79. La temperatura de ebullición del agua:
a) Es mayor en Cartagena que en el Teide.
b) Es menor en Cartagena que en el Teide.
c) Es idéntica en Cartagena que en el Teide.
d) Por convenio se acepta que siempre es 100 °C

(O.Q.L. Murcia 2017)

Un líquido hierve cuando su presión de vapor se iguala a la presión exterior, como Cartagena (67 m sobre el nivel del mar) se encuentra a menor altura que el Teide (3.718 m), la presión atmosférica allí es mayor, por lo que la temperatura de ebullición del agua es mayor en Cartagena que en el Teide.

La respuesta correcta es la **a**.

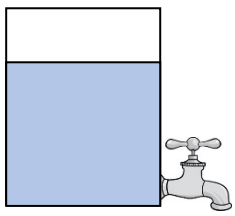
4.80. Durante un cambio de estado de líquido a gas, se cumple que:
a) $\Delta G = 0$
b) $\Delta S = 0$
c) $\Delta H = 0$
d) $\Delta U = 0$

(O.Q.L. Murcia 2017)

Considerando que las fases se encuentran en equilibrio, en el cambio de estado se cumple que $\Delta G = 0$.

La respuesta correcta es la **a**.

4.81. Un recipiente cerrado de 1,00 L de capacidad contiene 0,750 L de amoniaco líquido y vapor de amoniaco a –50 °C. A temperatura constante se extraen a través del grifo de la figura 50 mL del líquido. Respecto al vapor contenido en el recipiente, se puede afirmar que:



a) La presión de vapor aumentará al disponer de más volumen para el gas y, en consecuencia, aumentar el número de moléculas de amoniaco.
b) Si la temperatura es constante, al aumentar el volumen, según la ley de Boyle y Mariotte, tendrá que disminuir la presión de vapor.
c) La presión de vapor permanecerá constante al no variar la temperatura.
d) A –50 °C todo el líquido estará congelado por lo que no habrá paso de moléculas a la fase vapor.

(O.Q.L. Asturias 2017)

a) Falso. La presión de vapor depende de la temperatura y si aumenta el volumen a temperatura constante, habrá más moléculas al haber más volumen disponible, pero la presión permanece constante.

b) Falso. Ya que aumenta proporcionalmente el número de moléculas en la fase gas.

c) **Verdadero**. Para una misma sustancia, la presión de vapor en presencia de las dos fases en equilibrio (vapor y líquido) solo depende de la temperatura.

d) Falso. Cada líquido tiene su propio punto de congelación, y según la bibliografía, para el NH_3 es –78 °C.

La respuesta correcta es la **c**.

4.82. ¿Qué compuesto tiene una mayor presión de vapor a 25 °C:
a) $CH_3CH_2CH_2CH_2OH$
b) $CH_3CH_2CH_2CH_2OCH_3$
c) $CH_3CH_2CH_2CH_2NH_2$
d) $(CH_3)_3COH$

(O.Q.N. Salamanca 2018)

Cuanto más débiles son las fuerzas intermoleculares presentes en una sustancia, más fácil es romperlas y mayor es su presión de vapor a una cierta temperatura.

▪ Los dos alcoholes, $CH_3CH_2CH_2CH_2OH$ y $(CH_3)_3COH$, y la amina, $CH_3CH_2CH_2CH_2NH_2$, presentan enlaces de hidrógeno. El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. Además, todos ellos presentan también enlaces por fuerzas de dispersión de London.

▪ El metoxibutano, $CH_3CH_2CH_2CH_2OCH_3$, no presenta enlaces de hidrógeno ya que sus átomos de hidrógeno se encuentran unidos al carbono, un elemento no tan electronegativo como el oxígeno. Sus moléculas están unidas en la fase líquida mediante fuerzas de dispersión de London y enlaces dipolo-dipolo, que son más débiles, por lo que será más fácil que sus moléculas pasen de la fase líquida a la fase vapor, lo que motiva que, de las sustancias propuestas, esta tenga la mayor presión de vapor.

Consultando la bibliografía, los valores de $p°$ (kPa) son:

$$CH_3(CH_2)_3OCH_3\ (18{,}3) > CH_3(CH_2)_3NH_2\ (9{,}1) > (CH_3)_3COH\ (4) > CH_3(CH_2)_2CH_2OH\ (0{,}8)$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 2016 y El Escorial 2017).

4.83. Se llama punto de ebullición de un líquido a la temperatura:
a) A la que empiezan a desprenderse burbujas.
b) A la que se alcanza el equilibrio entre gas y líquido.
c) A la que su presión de vapor iguala a la atmosférica.
d) Predicha por la ecuación de Bouillon.

(O.Q.L. Murcia 2018)

El punto de ebullición de un líquido tiene lugar a la temperatura a la que su presión de vapor se iguala a la presión atmosférica, es decir, se alcanza el equilibrio líquido – vapor.

La respuesta correcta es la **c**.

4.84. Señale cuál es el orden correcto de entalpía molar de vaporización creciente para los siguientes compuestos: MgO, NH_3, PH_3, KCl.
a) $PH_3 < NH_3 < KCl < MgO$
b) $NH_3 < PH_3 < KCl < MgO$
c) $PH_3 < NH_3 < MgO < KCl$
d) $NH_3 < PH_3 < MgO < KCl$

(O.Q.L. La Rioja 2018)

Al aumentar las fuerzas intermoleculares en una sustancia aumenta la entalpía de vaporización, ya que se necesita más energía para romper los enlaces intermoleculares y realizar el cambio de estado líquido a vapor.

▪ NH_3 y PH_3 son sustancias que tienen enlace covalente polar, pero solo el NH_3 presenta enlace intermolecular de hidrógeno. Este tipo de enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. Por tanto, de ambas sustancias, le corresponde mayor entalpía de vaporización al NH_3.

▪ La entalpía de vaporización es mucho más elevada en las sustancias cristalinas ya que las fuerzas que mantienen unidas a las partículas dentro de una red son mucho más intensas que las que mantienen unidas entre sí a las moléculas y, cuanto mayor sea la energía reticular, mayor será la entalpía de vaporización.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}) \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

Para las dos sustancias cristalinas propuestas:

- Las cargas son en KCl (+1 y –1) y en MgO (+2 y –2).
- Respecto a los tamaños de los cationes, $r_{K^+} > r_{Mg^{2+}}$, ya que el potasio tiene una capa electrónica más que el magnesio y, además, el este ha perdido más electrones que el potasio.

  Para los aniones, $r_{Cl^-} > r_{O^{2-}}$, ya que el cloro tiene una capa electrónica más que oxígeno y, además, este ha ganado más electrones que el cloro.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{KCl} < U_{MgO}$, por lo que la entalpía de vaporización del MgO es mayor que la del KCl.

Para las sustancias propuestas el orden correcto de entalpía de vaporización creciente es:

$PH_3 < NH_3 < KCl < MgO$

La respuesta correcta es la **a**.

4.85. Dadas las siguientes relaciones de compuestos, ¿cuáles están bien ordenados por orden decreciente de punto de ebullición?
a) 3-metilpentano > 2,2-dimetilbutano > hexano
b) Fluoroformo > cloroformo > bromoformo
c) Metanol > 1-propanol > 1-decanol
d) Ácido propanoico > ácido acético > ácido fórmico
e) Hexano > 1-hexanol > ácido hexanoico

(O.Q.L. País Vasco 2018)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más elevado en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, menor en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

a) Falso. En los hidrocarburos, la existencia de ramificaciones no favorece la formación de enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London, por lo que la ordenación propuesta es incorrecta.

Consultando la bibliografía, los puntos de ebullición (K) son:

3-metilpentano (336); 2,2-dimetilbutano (323); hexano (342)

b) Falso. En los derivados halogenados de los hidrocarburos la intensidad de los enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London se ve favorecida al aumentar el tamaño del halógeno, por lo que la ordenación propuesta es incorrecta.

Consultando la bibliografía, los puntos de ebullición (K) son:

fluoroformo (191); cloroformo (334); bromoformo (422)

c) Falso. En los alcoholes además de los enlaces de hidrógeno correspondientes al grupo hidroxilo, existen enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London, que son mas intensos cuanto mayor es la longitud de la cadena, por lo que la ordenación propuesta es incorrecta.

Consultando la bibliografía, los puntos de ebullición (K) son:

metanol (348); 1-propanol (370); 1-decanol (703)

d) **Verdadero**. En los ácidos carboxílicos, además de los enlaces de hidrógeno correspondientes al grupo hidroxilo, existen enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London, que son mas intensos cuanto mayor es la longitud de la cadena, por lo que la ordenación propuesta es correcta.

Consultando la bibliografía, los puntos de ebullición (K) son:

ácido propanoico (414) > ácido acético (391) > ácido fórmico (374)

e) Falso. En los hidrocarburos, solo se tiene la existencia de enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London, mientras que, en los alcoholes y ácidos carboxílicos, además existen los enlaces de hidrógeno correspondientes al grupo hidroxilo, por lo que la ordenación propuesta es incorrecta.

Consultando la bibliografía, los puntos de ebullición (K) son:

hexano (342); 1-hexanol (430); ácido hexanoico (478)

La respuesta correcta es la **d**.

4.86. ¿Cuál de las siguientes series de sustancias está ordenada por valores crecientes de presión de vapor a 25 °C?
a) n-butanol < n-propanol < etanol < metanol
b) metanol < etanol < n-propanol < n-butanol
c) metanol < n-propanol < etanol < n-butanol
d) Ninguna de las anteriores es correcta.

(O.Q.L. Baleares 2018)

Cuanto más débiles son las fuerzas intermoleculares presentes en una sustancia, más fácil es romperlas y mayor es su presión de vapor a una cierta temperatura.

Los cuatro alcoholes presentan enlaces intermoleculares de hidrógeno y, además, todos presentan también enlaces por fuerzas de dispersión de London que son más fuertes en las sustancias con mayor volumen molecular (mayor masa molecular).

De acuerdo con lo expuesto, el orden correcto de presión de vapor creciente es:

metanol < etanol < n-propanol < n-butanol

Consultando la bibliografía, los valores de $p°$ (kPa) son:

CH_3OH (13) < CH_3CH_2OH (5,95) < $CH_3CH_2CH_2OH$ (2) < $CH_3(CH_2)_2CH_2OH$ (0,8)

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en El Escorial 2017).

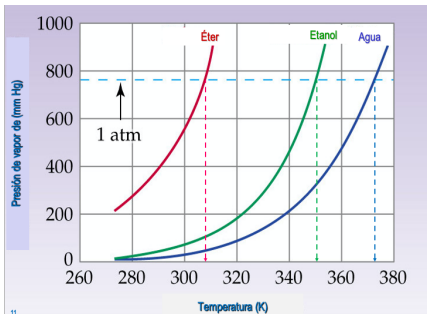
4.87. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:
a) Todos los líquidos tienen igual presión de vapor a la misma temperatura.
b) La presión de vapor de una sustancia es independiente del volumen en el que se encuentre.
c) El punto de ebullición del agua es 100 °C, independientemente de la presión.
d) La presión de vapor es una propiedad exclusiva de los líquidos.

(O.Q.L. Asturias 2019)

a-d) Falso. En el equilibrio:

Líquido o Sólido ⇆ Vapor $\Delta H > 0$

La presión de vapor de un sólido o un líquido está relacionada con la intensidad de las fuerzas intermoleculares existentes en la sustancia, por tanto, a una misma temperatura, las presiones de vapor serán diferentes para distintas sustancias.



b) **Verdadero**. La presión de vapor de una sustancia líquida o sólida depende exclusivamente de la temperatura.

c) Falso. Un líquido hierve cuando su presión de vapor se iguala a la presión atmosférica. El punto de ebullición normal corresponde a cuando la presión exterior es 1 atm.

La respuesta correcta es la **b**.

4.88. ¿Cuál de los siguientes procesos es exotérmico?
a) Fusión
b) Vaporización
c) Sublimación
d) Condensación
e) Todos los procesos descritos son endotérmicos.

(O.Q.L. País Vasco 2019)

Para que un cambio de estado sea un proceso exotérmico es necesario que en el mismo se formen enlaces intermoleculares. De los cambios propuestos, el único que cumple esta condición es la condensación, el cambio de estado de líquido a vapor.

La respuesta correcta es la **d**.

4.89. El trifluoruro de nitrógeno es un compuesto sorprendentemente estable, que se obtuvo por primera vez por electrólisis de una mezcla de fluoruro de amonio y fluoruro de hidrógeno. Sin embargo, los compuestos fluroroamina (NH_2F) Y difluoroamina (NHF_2) son muy inestables, y explosivos al descomponerse. ¿Cuál de los tres compuestos (NF_3, NHF_2, NH_2F) se espera que condense a la menor temperatura?
a) NH_2F
b) NHF_2
c) NF_3
d) No hay suficientes datos.

(O.Q.L. Madrid 2019)

El punto de condensación de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Esta será más elevada en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, menor en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeña aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

De las tres sustancias moleculares propuestas, este tipo de enlace solo es posible en la fluoroamina, NH_2F, y en la difluoroamina, NHF_2, y no lo presenta el trifluoruro de nitrógeno, NF_3, que no tiene átomos de hidrógeno, por lo que esta sustancia es la que tiene la temperatura de condensación más baja.

La respuesta correcta es la **c**.

4.90. ¿Cuál de las siguientes series de sustancias están ordenadas por valores creciente de la temperatura de vaporización?
a) $PH_3 < NH_3 < KCl < MgO$
b) $NH_3 < PH_3 < KCl < MgO$
c) $PH_3 < NH_3 < MgO < KCl$
d) $NH_3 < PH_3 < MgO < KCl$

(O.Q.L. Baleares 2019)

La temperatura de vaporización de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Esta será más elevada en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, menor en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeña aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

▪ NH_3 y PH_3 son sustancias que tienen enlace covalente polar, pero solo el NH_3 presenta enlace intermolecular de hidrógeno. Este tipo de enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. Por tanto, de ambas sustancias, le corresponde mayor temperatura de vaporización al NH_3.

▪ La temperatura de vaporización es mucho más elevada en las sustancias cristalinas, ya que las fuerzas que mantienen unidas a las partículas dentro de una red son mucho más intensas que las que mantienen unidas entre sí a las moléculas y, cuanto mayor sea la energía reticular, mayor será la temperatura de vaporización.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}) \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

Para las dos sustancias cristalinas propuestas:

- Las cargas son en KCl (+1 y –1) y en MgO (+2 y –2).
- Respecto a los tamaños de los cationes, $r_{K^+} > r_{Mg^{2+}}$, ya que el potasio tiene una capa electrónica más que el magnesio y, además, el este ha perdido más electrones que el potasio.

  Para los aniones, $r_{Cl^-} > r_{O^{2-}}$, ya que el cloro tiene una capa electrónica más que oxígeno y, además, este ha ganado más electrones que el cloro.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{KCl} < U_{MgO}$, por lo que la temperatura de vaporización del MgO es mayor que la del KCl.

El orden correcto de temperatura de vaporización creciente para las sustancias propuestas es:

$$PH_3 < NH_3 < KCl < MgO$$

Consultando la bibliografía, los valores de las temperaturas de vaporización (K) son:

$$PH_3\ (185{,}5) < NH_3\ (239{,}8) < KCl\ (1.690) < MgO\ (3.870)$$

La respuesta correcta es la **a**.

(En la cuestión propuesta en La Rioja 2018 se pregunta entalpía de vaporización).

4.91. Al dejar abierto al aire un vaso grande vidrio con un pequeño volumen de $CH_3CH_2OCH_2CH_3$ se observa la condensación de agua en la superficie externa del vaso. Eso debe ser porque la evaporación de la sustancia:
a) Produce vapor de agua.
b) Es un proceso con una variación de energía de Gibbs positiva.
c) Es un proceso en el que disminuye la entropía.
d) Enfría el vaso.

(O.Q.L. Murcia 2019)

En el proceso de evaporación de la sustancia propuesta, dietiléter, se produce la rotura de enlaces del tipo fuerzas de dispersión de London, entre las moléculas de $(C_2H_5)_2O(l)$, proceso que requiere energía calorífica que se extrae del entorno que rodea al vaso. Por este motivo la superficie exterior del vaso se enfría y condensa sobre ella el vapor de agua de la humedad ambiental.

La respuesta correcta es la **d**.

4.92. Las temperaturas normales de ebullición (T_e) de las sustancias etanol, dimetiléter y propano cumplen:
a) T_e (etanol) > T_e (propano) > T_e (dimetiléter)
b) T_e (propano) > T_e (etanol) > Te(dimetiléter)
c) T_e (dimetiléter) > T_e (propano) > T_e (etanol)
d) T_e (etanol) > T_e (dimetiléter) > T_e (propano)

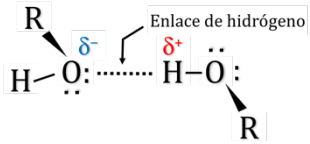
(O.Q.L. Madrid 2020)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Esta será más elevada en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, menor en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeña aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

▪ Las fuerzas de dispersión de London se dan en todo tipo de sustancias, pero fundamentalmente, en las sustancias no polares. De las sustancias propuestas, este enlace lo presentan los hidrocarburos saturados, como $CH_3CH_2CH_3$.

▪ Los enlaces dipolo-dipolo se dan entre moléculas polares que no puedan formar enlaces de hidrógeno. De las sustancias propuestas, este enlace se da en el dimetiléter, CH_3OCH_3, que también presenta fuerzas de dispersión de London, por lo que su temperatura de ebullición es superior a la del $CH_3CH_2CH_3$.

▪ El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las sustancias propuestas, este tipo de enlace solo es posible en el etanol, CH_3CH_2OH, por lo que su temperatura de ebullición es la mayor de las tres.



El orden correcto de temperatura de ebullición decreciente para las sustancias propuestas es:

etanol > dimetiléter > propano

Consultando la bibliografía, los valores de las temperaturas de ebullición (K) son:

CH_3CH_2OH (351,5) > CH_3OCH_3 (249) > $CH_3CH_2CH_3$ (231)

La respuesta correcta es la **d**.

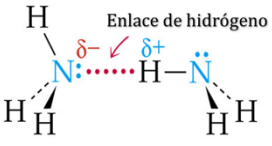
(Cuestión similar a la propuesta en País Vasco 2005 y 2008 y Preselección Valencia 2014).

4.93. Para las sustancias CH_4, NH_3, SiH_4 y PH_3 el orden creciente de sus temperaturas de ebullición es:
a) $CH_4 < NH_3 < SiH_4 < PH_3$
b) $NH_3 < PH_3 < CH_4 < SiH_4$
c) $CH_4 < SiH_4 < PH_3 < NH_3$
d) $NH_3 < CH_4 < PH_3 < SiH_4$

(O.Q.L. Castilla y León 2020)

La temperatura de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Esta será más elevada en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, menor en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeña aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

▪ NH_3 y PH_3 son sustancias que tienen enlace covalente polar, pero solo el NH_3 presenta enlace intermolecular de hidrógeno. Este tipo de enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. Por tanto, de ambas sustancias, le corresponde mayor temperatura de ebullición al NH_3.



▪ PH_3 es una sustancia que presenta enlaces intermoleculares tipo dipolo-dipolo.

▪ CH_4 y SiH_4 son sustancias que tienen enlace covalente polar pero que forman moléculas que no presentan momento dipolar permanente debido a que su geometría tetraédrica hace que los cuatro vectores momento dipolar se anulen entre sí. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles entre ellas son fuerzas de dispersión de London, que son más intensas en las especies con gran volumen atómico y elevada masa molecular, factores que hacen estas sustancias sean más polarizables. De las dos, la molécula de mayor tamaño es SiH_4, por lo que es la que tiene mayor temperatura de ebullición.

Teniendo en cuenta lo expuesto, las temperaturas de ebullición de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:

$$CH_4 < SiH_4 < PH_3 < NH_3$$

Consultando la bibliografía, los valores de las temperaturas de ebullición (K) son:

$$CH_4\ (111{,}7) < SiH_4\ (161{,}2) < PH_3\ (185{,}5) < NH_3\ (239{,}8)$$

La respuesta correcta es la **c**.

5. PROPIEDADES DE LOS SÓLIDOS: TEMPERATURA DE FUSIÓN

5.1. El punto de fusión del ICl(s) es más alto que el del Br_2(s) debido a que:
a) La masa molecular del ICl es algo superior a la del Br_2.
b) En el ICl existen enlaces de hidrógeno y en el Br_2 no.
c) En el ICl el enlace es covalente polar y en el Br_2 es covalente no polar.
d) En el ICl el enlace es covalente no polar y en el Br_2 es covalente polar.

(O.Q.L. Asturias 1994) (O.Q.L. La Rioja 2012)

Las estructuras de Lewis de las moléculas de monocloruro de yodo y de dibromo son:



▪ De acuerdo con la notación del modelo RPECV, tanto ICl como Br_2 son moléculas molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y geometría lineal ya están formadas por solo dos átomos. La molécula de ICl es polar ya que sus átomos son diferentes, mientras que la de Br_2 es no lo es ya que ambos átomos son iguales.

▪ Las dos sustancias carecen del elemento hidrógeno y los átomos que las forman son voluminosos y tienen una electronegatividad no es muy elevada, por este motivo ninguna de ellas puede formar enlaces de hidrógeno.

▪ Si las masas moleculares son similares, ICl (162,5) y Br_2 (160,0), las fuerzas de dispersión de London deben tener una intensidad parecida.

▪ La única razón que explica que el punto de fusión del ICl (300,3 K) sea mayor que el Br_2 (265,8 K) debe ser la diferencia de polaridad existente entre ambas sustancias.

La respuesta correcta es la **c**.

5.2. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene mayor punto de fusión?
a) KBr
b) CH_4
c) I_2
d) HCl
e) CH_3OH

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004) (O.Q.L. Castilla y León 2011) (O.Q.L. Castilla y León 2012) (O.Q.L. Granada 2013) (O.Q.L. Cantabria 2015)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (dispersión de London, dipolo-dipolo, enlace de hidrógeno).

▪ El mayor punto de fusión le corresponde al KBr, sustancia que tiene enlace iónico y que, a diferencia del resto, forma una red cristalina iónica, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.

▪ CH_4 e I_2 son sustancias que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son las fuerzas de dispersión de London, que serán mucho más intensas en el I_2 debido a que es una sustancia con gran volumen atómico y elevada masa molecular, por lo que será muy polarizable.

▪ CH_3OH es una sustancia que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar forma un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno. En este caso, la intensidad de los enlaces de hidrógeno es menor que las de las fuerzas del London de una sustancia tan voluminosa como el I_2.

▪ HCl es una sustancia que tiene enlace covalente, pero que presenta momento dipolar permanente por lo que existen fuerzas intermoleculares del tipo dipolo-dipolo. Además, también presenta fuerzas intermoleculares de dispersión de London.

Los valores de los puntos de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:

$$CH_4\ (90{,}7) < HCl\ (161) < CH_3OH\ (175) < I_2\ (386{,}7) < KBr\ (1.007)$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.3. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene mayor punto de fusión?
a) LiF
b) I_2
c) HBr
d) BeO
e) C_6H_5COOH

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ Los mayores puntos de fusión corresponden al LiF y BeO, sustancias que tienen enlace iónico y que, a diferencia del resto, forman una red cristalina iónica, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.

La temperatura de fusión de un sólido iónico está relacionada con su energía reticular, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}) \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte, es decir, que tenga mayor energía reticular U.

En el caso de BeO y LiF y suponiendo que ambas sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son el doble para BeO (+2 y −2) que para LiF (+1 y −1).
- Respecto a los tamaños de los cationes, $r_{Li^+} > r_{Be^{2+}}$ ya que el berilio ha perdido más electrones. Para los aniones, $r_{O^{2-}} > r_{F^-}$ ya que el oxígeno ha ganado más electrones que el flúor.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{BeO} > U_{LiF}$, por lo que, $T_{fus\ (BeO)} > T_{fus\ (LiF)}$.

▪ C_6H_5COOH es una sustancia que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar que forma enlaces intermoleculares del tipo enlace de hidrógeno y fuerzas de dispersión de London. Por este motivo, su punto de fusión también es bajo, aunque algo mayor que el del I_2.

▪ I_2 es una sustancia que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son fuerzas de dispersión de London. Su punto de fusión es bajo, aunque mayor que el del HBr, ya que por su elevado tamaño el I_2 es muy polarizable.

▪ HBr es una sustancia que tiene enlace covalente, pero que presenta momento dipolar permanente por lo que existen fuerzas intermoleculares del tipo dipolo-dipolo y fuerzas de dispersión de London. Por tanto, su punto de fusión es el más bajo de todos.

Los valores de los puntos de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:

$$\text{HBr (186)} < I_2 \text{ (387)} < C_6H_5COOH \text{ (396)} < \text{LiF (1.118)} < \text{BeO (2.780)}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.4. Indique, de las siguientes sustancias, cuál de ellas es un sólido cristalino, frágil, soluble en agua y no conductor de la electricidad ni en estado sólido ni en disolución:
a) Hierro
b) Cloruro de sodio (sal común)
c) Diamante
d) Sacarosa

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Murcia 2018)

Las cuatro sustancias propuestas son sólidos cristalinos con diferentes propiedades físicas. El hierro forma un cristal metálico, la sal común (NaCl) es un sólido iónico, el diamante (C) es un sólido covalente y, finalmente, la sacarosa es un sólido molecular.

▪ El que sea frágil descarta al hierro (Fe) que, por ser un metal, es dúctil y maleable.

▪ El que sea soluble en agua descarta al C (diamante) que al ser un sólido covalente las atracciones entre átomos de carbono no se ven afectadas por las moléculas de agua.

▪ El que no sea conductor de la corriente eléctrica ni en estado sólido ni en disolución, descarta a la sal común (NaCl) que por ser un sólido iónico al disolverlo en agua quedan libres los iones, lo que permite el paso de los electrones a través de ellos.

Resumiendo lo anterior en forma de tabla:

	Fe (hierro)	NaCl (sal común)	C (diamante)	$C_{12}H_{22}O_{11}$ (Sacarosa)
Frágil	×	✓	✓	✓
Soluble en agua	×	✓	×	✓
No conductor de electricidad	×	×	✓	✓

La sustancia que cumple las propiedades propuestas es la sacarosa.

La respuesta correcta es la **d**.

5.5. ¿Cuál de estas sustancias tiene un punto de fusión más elevado?
a) NaBr
b) Br_2
c) SO_2
d) NaF

(O.Q.L. Baleares 2003)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (dipolo-dipolo, enlace de hidrógeno y dispersión de London).

▪ Los mayores puntos de fusión les corresponden al NaBr y NaF, sustancias que tienen enlace iónico y que, a diferencia del resto, forman una red cristalina iónica, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.

El punto de fusión de un sólido iónico está relacionada con su energía reticular, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}) \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

En el caso de NaF y NaBr y, suponiendo que ambas sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son las mismas para ambas sustancias, +1 y –1.
- Respecto al tamaño de los aniones, $r_{Br^-} > r_{F^-}$, ya que, el bromo tiene más capas electrónicas más que el flúor.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{NaF} > U_{NaBr}$, por lo que, $T_{fus\ (NaF)} > T_{fus\ (NaBr)}$.

▪ Br_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son fuerzas de dispersión de London, que serán muy intensas debido a que es una sustancia con gran volumen atómico y, por ello, será muy polarizable. Estas sustancias tienen un punto de fusión bajo.

▪ SO_2 es una sustancia que tiene enlace covalente, pero que presenta momento dipolar permanente por lo que existen fuerzas intermoleculares del tipo dipolo-dipolo y de dispersión de London. Su punto de fusión es más bajo que el del Br_2 ya que es una molécula menos voluminosa y por ello menos polarizable.

Los valores de los puntos de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:

SO_2 (198) < Br_2 (269) < NaBr (1.020) < NaF (1.269)

La respuesta correcta es la **d**.

5.6. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?
a) El punto de fusión del LiCl es mayor que el del KCl.
b) El punto de fusión del $SrCl_2$ es mayor que el del $BaCl_2$.
c) El punto de fusión del $CaCl_2$ es mayor que el del CaF_2.
d) En la fusión se rompen fuerzas de van der Waals.

(O.Q.L. Baleares 2004)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

a) Falso. En el caso de LiCl y KCl y teniendo en cuenta que las constantes no son idénticas ya que ambos cloruros no cristalizan con el mismo retículo cúbico:

- Las cargas son las mismas para ambas sustancias, +1 y –1.
- Respecto al tamaño de los cationes, $r_{K^+} > r_{Li^+}$, ya que el potasio tiene más capas electrónicas que el litio.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{LiCl} > U_{KCl}$, por lo que, $T_{fus\ (LiCl)} > T_{fus\ (KCl)}$.

Sin embargo, consultando la bibliografía, los valores de los puntos de fusión (K) encontrados son LiCl (883) y KCl (1.044). Esta anomalía se debe a que cuanto mayor es la carga del catión y menor es su tamaño, es tanto más polarizante o deformador y polariza o deforma al anión, que es tanto más deformable o polarizable cuanto mayor es su tamaño y mayor es su carga. Por esta causa, se producen transiciones desde el enlace iónico hacia compuestos moleculares (compartición de cargas) y, por tanto, disminuye su carácter iónico y, como consecuencia, disminuyen los puntos de fusión.

b) Falso. En el caso de $SrCl_2$ y $BaCl_2$ y suponiendo que las constantes sean idénticas:

- Las cargas son las mismas para ambas sustancias, +2 y –1.

- Respecto al tamaño de los cationes, $r_{Ba^{2+}} > r_{Sr^{2+}}$, ya que el bario tiene una capa electrónica más que el estroncio.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{SrCl_2} > U_{BaCl_2}$, por lo que, $T_{fus\ (SrCl_2)} > T_{fus\ (BaCl_2)}$.

Sin embargo, consultando la bibliografía, los valores de los puntos de fusión (K) encontrados son $SrCl_2$ (1.141) y $BaCl_2$ (1.236). Esta anomalía se debe a que cuanto mayor es la carga del catión y menor es su tamaño, es tanto más polarizante o deformador y polariza o deforma al anión, que es tanto más deformable o polarizable cuanto mayor es su tamaño y mayor es su carga. Por esta causa, se producen transiciones desde el enlace iónico hacia compuestos moleculares (compartición de cargas) y, por tanto, disminuye su carácter iónico y, como consecuencia, disminuyen los puntos de fusión.

c) Falso. En el caso de $CaCl_2$ y CaF_2 y suponiendo que las constantes sean idénticas:

- Las cargas son las mismas para ambas sustancias, +2 y –1.
- Respecto al tamaño de los aniones, $r_{Cl^-} > r_{F^-}$, ya que el cloro tiene una capa electrónica más que el flúor.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{CaF_2} > U_{CaCl_2}$, por lo que, $T_{fus\ (CaF_2)} > T_{fus\ (CaCl_2)}$.

Consultando la bibliografía, los valores de los puntos de fusión (K) encontrados son $CaCl_2$ (1.045) y CaF_2 (1.691).

d) **Verdadero**. Las fuerzas intermoleculares de van der Waals son las responsables del cambio en el estado de agregación en sustancias moleculares.

La respuesta correcta es la **d**.

5.7. ¿Cuál de los siguientes compuestos tiene el punto de fusión más alto, KI, CaO, H_2O?
a) KI
b) CaO
c) KI y CaO son iguales
d) H_2O

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- Los mayores puntos de fusión corresponden al CaO y KI, sustancias que tienen enlace iónico y que, a diferencia del resto, forman una red cristalina iónica, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}) \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

En el caso de CaO y KI y suponiendo que ambas sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son el doble para CaO (+2 y –2) que para KI (+1 y –1).
- Respecto al tamaño de los cationes, $r_{K^+} > r_{Ca^{2+}}$, ya que el calcio ha perdido más electrones. Para los aniones, $r_{I^-} > r_{O^{2-}}$, ya que el yodo tiene más capas electrónicas que el oxígeno.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{CaO} > U_{KI}$, por lo que, $T_{fus\ (CaO)} > T_{fus\ (KI)}$.

▪ H_2O es un compuesto que tiene enlace covalente polar y que presenta enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares.

Los valores de los puntos de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:

CaO (2.845) > KI (954) > H_2O (273)

La respuesta correcta es la **b**.

5.8. ¿Cuál de estas afirmaciones no es correcta?
a) El cambio del estado sólido a vapor se denomina sublimación.
b) El cambio del estado vapor a sólido se denomina congelación.
c) El yodo es una sustancia que sublima con facilidad.
d) El agua es una molécula polar.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

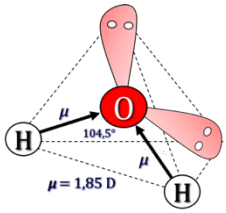
a-c) Correcto. El cambio estado de sólido a vapor se denomina sublimación y en él se produce la rotura de débiles enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London, como ocurre en el caso del $I_2(s)$.

b) **Incorrecto**. El cambio estado de vapor a sólido se denomina condensación o deposición y en él se forman enlaces intermoleculares débiles del tipo fuerzas de dispersión de London.

d) Correcto. La estructura de Lewis de la molécula de H_2O es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el H_2O es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el oxígeno es más electronegativo ($\chi = 3{,}44$) que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esta geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}85$ D) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **b**.

5.9. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene el punto de fusión más alto?
a) Br_2
b) NaCl
c) HCl
d) CH_3OH
e) CH_4

(O.Q.L. Almería 2005)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ El mayor punto de fusión le corresponde al NaCl, sustancia que tiene enlace iónico y que, a diferencia del resto, forma una red cristalina iónica, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.

▪ CH_4 e Br_2 son sustancias que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son fuerzas de dispersión de London, que serán más intensas en el Br_2 debido a que es una sustancia con gran volumen atómico y elevada masa molecular lo que lo hace muy polarizable. Estas sustancias tienen bajos puntos de fusión, aunque según lo expuesto, el del Br_2 es más alto que el del CH_4..

▪ HCl es una sustancia que tiene enlace covalente polar que presenta enlaces intermoleculares del tipo dipolo-dipolo y fuerzas de dispersión de London. Estas sustancias tienen punto de fusión bajo.

▪ CH_3OH es una sustancia que tiene enlace covalente polar y que presenta enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Estas sustancias tienen bajos puntos de fusión, pero según lo expuesto anteriormente, superior al del CH_4 y HCl.

Los valores de los puntos de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:

$$CH_4\ (91) < HCl\ (161) < CH_3OH\ (175) < Br_2\ (266) < NaCl\ (1.074)$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996 reemplazando KBr e I_2 por NaCl y Br_2).

5.10. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene mayor punto de fusión?
a) KCl
b) CH_4
c) I_2
d) Cl_2
e) CH_3OH

(O.Q.L. Sevilla 2005) (O.Q.L. Sevilla 2007)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (dispersión de London, dipolo-dipolo y enlace de hidrógeno).

▪ El mayor punto de fusión le corresponde al KCl, sustancia que tiene enlace iónico y que, a diferencia del resto, forma una red cristalina iónica, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.

▪ CH_4, Cl_2 e I_2 son sustancias que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son fuerzas de dispersión de London, que serán mucho más intensas en el I_2 debido a que es una sustancia con gran volumen atómico y elevada masa molecular, por lo que es muy polarizable. Estas sustancias tienen bajos puntos de fusión.

▪ CH_3OH es una sustancia que tiene enlace covalente polar y que presenta enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Estas sustancias tienen bajos puntos de fusión, pero según lo expuesto anteriormente, superior al del CH_4 y Cl_2.

Los valores de los puntos de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:

$$CH_4\ (90{,}7) < Cl_2\ (170) < CH_3OH\ (175) < I_2\ (386{,}7) < KCl\ (1.049)$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996 y otras).

5.11. ¿Cuál de las siguientes sustancias presenta mayor temperatura de fusión?
a) H_2O
b) CH_4
c) HCl
d) CsBr

(O.Q.L. Murcia 2006)

Presentará mayor temperatura de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ La mayor temperatura de fusión le corresponde al CsBr, sustancia que tiene enlace iónico y que, a diferencia del resto, forma una red cristalina iónica, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.

▪ CH_4 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares que puede presentar son fuerzas de dispersión de London. Estas sustancias tienen las temperaturas de fusión más bajas de todas las sustancias propuestas.

▪ HCl es una sustancia que tiene enlace covalente polar y que presenta fuerzas intermoleculares del tipo dipolo-dipolo y de dispersión de London. Estas sustancias tienen bajas temperaturas de fusión.

▪ H_2O es una sustancia que tiene enlace covalente polar y que presenta enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Estas sustancias tienen bajas temperatura de fusión, pero superior al del resto de las sustancias moleculares propuestas.

Los valores de los puntos de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:

CH_4 (91) < HCl (161) < H_2O (273) < CsBr (909)

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996).

5.12. El orden decreciente de los puntos de fusión de los siguientes compuestos es:
a) NaCl > Br_2 > Na > He
b) NaCl > Na > Br_2 > He
c) Na > NaCl > Br_2 > He
d) Br_2 > He > Na > NaCl

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Málaga 2020)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ El mayor punto de fusión le corresponde al NaCl, sustancia que tiene enlace iónico y que, a diferencia del resto, forma una red cristalina iónica, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.

▪ Na es una sustancia que tiene enlace metálico, pero que, a diferencia del resto de los metales, las fuerzas que mantienen unidos a los átomos son muy débiles, debido a que solo los electrones $3s^1$ son los que participan en el enlace metálico y tiene un punto de fusión mucho menor que el del NaCl.

▪ Br_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son fuerzas de dispersión de London, que serán bastante intensas debido a que es una sustancia con gran volumen atómico y elevada masa molecular y que, por ello, será muy polarizable. Estas sustancias tienen bajos puntos de fusión.

▪ He es un gas noble que no forma moléculas y solo puede presentar enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London. Su punto de fusión es muy bajo ya que se trata de una especie muy poco voluminosa y por ello poco polarizable.

De acuerdo con lo expuesto, las sustancias propuestas ordenadas por puntos de fusión decrecientes son:

NaCl > Na > Br_2 > He

Los valores de los puntos de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:

NaCl (1.074) > Na (370,9) > Br_2 (266) > He (2,2)

La respuesta correcta es la **b**.

5.13. Dadas las siguientes sustancias: flúor, fluoruro de sodio, fluoruro de hidrógeno, ordénelas de mayor a menor punto de fusión.
a) NaF > HF > F_2
b) NaF > F_2 > HF
c) F_2 > HF > NaF
d) F_2 > NaF > HF

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.L. Castilla León 2016)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ El mayor punto de fusión le corresponde al NaF, sustancia que tiene enlace iónico y que, a diferencia del resto, forma una red cristalina iónica, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.

▪ HF es una sustancia que tiene enlace covalente polar y que presenta enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Estas sustancias tienen bajas temperatura de fusión, pero superior al del resto de las sustancias moleculares propuestas.

▪ F_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son fuerzas de dispersión de London, que serán poco intensas debido a que es una sustancia con pequeño volumen atómico y baja masa molecular y que, por ello, será poco polarizable. Estas sustancias tienen bajos puntos de fusión y, su punto de fusión es el más bajo de las tres sustancias propuestas.

De acuerdo con lo expuesto, las sustancias ordenadas por puntos de fusión decreciente son:

$$NaF > HF > F_2$$

Los valores de los puntos de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:

$$NaF\ (1.266) > HF\ (190) > F_2\ (53{,}5)$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.14. Para la sublimación de un componente a temperatura constante, ¿cuál de las siguientes respuestas es la correcta?
a) $\Delta S < 0$ y $\Delta H < 0$
b) $\Delta S < 0$ y $\Delta H > 0$
c) $\Delta S > 0$ y $\Delta H > 0$
d) $\Delta S > 0$ y $\Delta H < 0$

(O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. La Rioja 2018)

▪ La sublimación es un proceso endotérmico, $\Delta H > 0$, ya que hay que comunicar energía para romper los enlaces intermoleculares en la fase sólida.

▪ Se trata de un proceso en el que aumenta el desorden, $\Delta S > 0$, ya que se pasa de estado sólido, más ordenado, a un estado gaseoso en el que existe más desorden.

La respuesta correcta es la **c**.

5.15. Ordene las siguientes sustancias de menor a mayor punto de fusión:
a) Si, KCl, CH_3OH, C_2H_6
b) Si, KCl, C_2H_6, CH_3OH
c) CH_3OH, C_2H_6 Si, KCl
d) C_2H_6, CH_3OH, KCl, Si
e) KCl, Si, C_2H_6, CH_3OH

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012) (O.Q.L. País Vasco 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2015) (O.Q.L. Preselección Valencia 2020)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ El mayor punto de fusión le corresponde al Si, un metaloide que forma una red cristalina covalente con fuerzas muy intensas entre los átomos, lo que hace que estos elementos sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.

▪ KCl es una sustancia que tiene enlace iónico por lo que forma una red cristalina iónica con fuerzas muy intensas entre los iones que hace que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión, pero menores que los que tienen las redes covalentes.

▪ CH_3OH es una sustancia que tiene enlace covalente polar y que presenta enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Estas sustancias tienen bajos puntos de fusión.

▪ C_2H_6 es una sustancia que tiene enlace covalente, pero al ser una sustancia que no presenta momento dipolar permanente, solo presenta enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London. Su punto de fusión el más bajo de todas las sustancias propuestas.

De acuerdo con lo expuesto, las sustancias propuestas ordenadas por puntos de fusión creciente son:

$$C_2H_6 < CH_3OH < KCl < Si$$

Los valores de los puntos de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:

$$C_2H_6\ (90) < CH_3OH\ (176) < KCl\ (1.049) < Si\ (1.687)$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.16. ¿En cuál de las siguientes series las sustancias se presentan en orden decreciente de sus temperaturas de fusión?
a) Cl_2, Na, NaCl, SiO_2
b) Na, NaCl, Cl_2, SiO_2
c) SiO_2, NaCl, Na, Cl_2
d) NaCl, SiO_2, Na, Cl_2
e) SiO_2, Na, NaCl, Cl_2

(O.Q.N. Alicante 2013)

Presentará mayor temperatura de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ La mayor temperatura de fusión le corresponde al SiO_2, sustancia que forma una red cristalina covalente con fuerzas muy intensas entre los átomos lo que hace que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevadas temperaturas de fusión.

▪ NaCl es una sustancia que tiene enlace iónico por lo que forma una red cristalina iónica con fuerzas no tan intensas entre los iones como en el caso de la red covalente, pero que hace que estos compuestos también sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.

▪ Na es una sustancia que tiene enlace metálico, pero que, a diferencia del resto de los metales, las fuerzas que mantienen unidos a los átomos son muy débiles, debido a que solo los electrones $3s^1$ son los que participan en el enlace metálico y tiene una temperatura de fusión mucho menor que la del NaCl.

▪ Cl_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son fuerzas de dispersión de London. Su temperatura de fusión es la menor de todas las sustancias propuestas.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden decreciente:

$$SiO_2 > NaCl > Na > Cl_2$$

Los valores de los puntos de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:

$$SiO_2\ (1.873\ -1.998) > NaCl\ (1.074) > Na\ (370{,}9) > Cl_2\ (170)$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.17. De las siguientes series de sustancias, ¿en cuál están ordenadas por punto de fusión creciente?
a) $SiO_2 < NH_3 < I_2 < NaCl$
b) $NH_3 < SiO_2 < I_2 < NaCl$
c) $I_2 < NH_3 < SiO_2 < NaCl$
d) $NH_3 < I_2 < NaCl < SiO_2$
e) $NH_3 < I_2 < SiO_2 < NaCl$

(O.Q.L. Valencia 2013) (O.Q.L. Valencia 2015)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ El mayor punto de fusión le corresponde al SiO_2, sustancia que forma una red cristalina covalente con fuerzas muy intensas entre los átomos lo que hace que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.

▪ NaCl es una sustancia que tiene enlace iónico por lo que forma una red cristalina iónica con fuerzas no tan intensas entre los iones como en el caso de la red covalente, pero que hace que estos compuestos también sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.

▪ NH_3 es una sustancia que tiene enlace covalente polar y que presenta enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, su temperatura de fusión es más alta de lo que debería ser.

▪ I_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son fuerzas de dispersión de London, que son muy intensas debido a que es una sustancia con gran volumen atómico y, por ello, muy polarizable. Por este motivo su temperatura de fusión es superior a la del amoniaco.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:

$$NH_3 < I_2 < NaCl < SiO_2$$

Los valores de los puntos de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:

$$NH_3\ (195) < I_2\ (387) < NaCl\ (1.074) < SiO_2\ (1.873\text{-}1.998)$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.18. ¿Cuál de las siguientes series de sustancias se encuentran ordenadas de menor a mayor temperatura de fusión?
a) F_2, CH_3OH, NaCl, SiO_2
b) CH_3OH, NaCl, F_2, SiO_2
c) SiO_2, CH_3OH, NaCl, F_2
d) NaCl, SiO_2, CH_3OH, F_2
e) SiO_2, CH_3OH, NaCl, F_2

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

Presentará mayor temperatura de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (dispersión de London, dipolo–dipolo y enlace de hidrógeno).

▪ La mayor temperatura de fusión le corresponde al SiO_2, sustancia que forma una red cristalina covalente con fuerzas muy intensas entre los átomos lo que hace que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevadas temperaturas de fusión.

▪ NaCl es una sustancia que tiene enlace iónico por lo que forma una red cristalina iónica con fuerzas no tan intensas entre los iones como en el caso de la red covalente, pero que hace que estos compuestos también sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevadas temperaturas de fusión.

▪ CH_3OH es una sustancia que tiene enlace covalente polar y que presenta enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, su temperatura de fusión es más alta de lo que debería ser.

▪ F_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son fuerzas de dispersión de London, que son muy débiles a que es una sustancia con pequeño volumen atómico y, por ello, muy poco polarizable. Por este motivo le corresponde la temperatura de fusión menor de todas las sustancias propuestas.

Teniendo en cuenta lo expuesto, las temperaturas de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:

$$F_2 < CH_3OH < NaCl < SiO_2$$

Los valores de los puntos de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:

$$F_2\ (53{,}5) < CH_3OH\ (175{,}6) < NaCl\ (1.074) < SiO_2\ (1.873\text{-}1.998)$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.19. Cuál de las siguientes sustancias tiene menor punto de fusión: cloro, sodio, bromuro de cesio y diamante.
a) Cloro
b) Sodio
c) Bromuro de cesio
d) Diamante

(O.Q.L. Baleares 2014)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (dispersión de London, dipolo-dipolo y enlace de hidrógeno).

▪ El mayor punto de fusión le corresponde al diamante (C), sustancia que forma una red cristalina covalente con fuerzas muy intensas entre los átomos lo que hace que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.

▪ CsBr es una sustancia que tiene enlace iónico por lo que forma una red cristalina iónica con fuerzas no tan intensas entre los iones como en el caso de la red covalente, pero que hace que estos compuestos también sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.

▪ Na es una sustancia que tiene enlace metálico, pero que, a diferencia del resto de los metales, las fuerzas que mantienen unidos a los átomos son muy débiles, debido a que solo los electrones $3s^1$ son los que participan en el enlace metálico y tiene un punto de fusión mucho menor que el del CsBr.

▪ Cl_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son fuerzas de dispersión de London, que son muy débiles debido a que es una sustancia con pequeño volumen atómico y baja masa molecular y, que ello, será poco polarizable. Su punto de fusión es el más bajo de las sustancias propuestas.

Los valores de los puntos de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:

$$Cl_2\ (171{,}6) < Na\ (370{,}9) < NaCl\ (1.074) < C_{(diamante)}\ (4.713)$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.20. Indique el orden correcto de mayor a menor punto de fusión de las siguientes sustancias:
a) $AlCl_3 > NaCl > CaCl_2 > Si > CCl_4$
b) $Si > CaCl_2 > NaCl > AlCl_3 > CCl_4$
c) $CaCl_2 > Si > AlCl_3 > NaCl > CCl_4$
d) $Si > NaCl > CaCl_2 > AlCl_3 > CCl_4$

(O.Q.L. Galicia 2015)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ El mayor punto de fusión le corresponde al Si, un metaloide que forma una red cristalina covalente con fuerzas muy intensas entre los átomos, lo que hace que estos elementos sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.

▪ NaCl y $CaCl_2$ son sustancias que tienen enlace iónico y forman redes cristalinas iónicas muy difíciles de romper. Estas sustancias son sólidas a temperatura ambiente, por lo que tienen un elevado punto de fusión, y el del NaCl es ligeramente mayor debido a que el tamaño del ion sodio es menor que el del ion calcio, aunque la carga de este sea mayor.

▪ $AlCl_3$ y CCl_4 son sustancias que tienen enlace covalente no polar y presentan enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London, que son bastantes más intensas en el $AlCl_3$ ya que es más voluminoso que el CCl_4 y, por ello, más polarizable. Les corresponden los puntos de fusión más bajos de las sustancias propuestas.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden decreciente:

$$Si > NaCl > CaCl_2 > AlCl_3 > CCl_4$$

Los valores de los puntos de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:

$$Si\ (1.687) > NaCl\ (1.074) > CaCl_2\ (1.045) > AlCl_3\ (465{,}6) > CCl_4\ (250{,}2)$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.21. El cloruro de hierro(III) funde a 282 °C, el cloruro de potasio a 776 °C, mientras que el cloruro de aluminio lo hace a 192 °C. Basándose en sus puntos de fusión, ¿cuál de ellos tendrá mayor carácter iónico?
a) KCl
b) $FeCl_3$
c) $AlCl_3$
d) El punto de fusión no es un indicativo del carácter iónico.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ KCl es una sustancia que tiene enlace iónico y forma redes cristalinas iónicas muy difíciles de romper. Esta sustancia es sólida a temperatura ambiente, por lo que tiene un elevado punto de fusión.

▪ $AlCl_3$ y $FeCl_3$ son sustancias que tienen enlace predominantemente covalente no polar y presentan enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London, que son más intensas en el $FeCl_3$ ya que es más voluminoso que el $AlCl_3$ y, por ello, más polarizable, lo que motiva que su punto de fusión sea más alto.

La respuesta correcta es la **a**.

5.22. ¿Qué sustancia tiene mayor temperatura de fusión?
a) SiC
b) PCl_5
c) S_8
d) $COCl_2$

(O.Q.L. Valencia 2016)

Presentará mayor temperatura de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ La mayor temperatura de fusión le corresponde al SiC, sustancia que forma una red cristalina covalente con fuerzas muy intensas entre los átomos, lo que hace que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente.

▪ PCl_5 y S_8 son sustancias que tienen enlace covalente no polar y presentan enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London, que son bastantes más intensas en el PCl_5 ya que es más voluminoso que el S_8 y, por ello, más polarizable. Estas sustancias tienen bajas temperaturas de fusión.

▪ $COCl_2$ es una sustancia que tiene enlace covalente polar y que presenta fuerzas intermoleculares posibles del tipo dipolo-dipolo y dispersión de London, que son menos intensas que las que tienen las sustancias anteriores ya que sus moléculas son menos voluminosas, por lo que le corresponde la temperatura de fusión más de las sustancias propuestas.

Los valores de las temperaturas de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:

$$COCl_2\ (155) < S_8\ (392) < PCl_5\ (433{,}6) < SiC\ (3.000)$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.23. El orden creciente de las temperaturas de fusión de las sustancias cloro, Cl_2, cloruro de sodio, NaCl, y óxido de calcio, CaO, es:
a) $CaO < NaCl < Cl_2$
b) $Cl_2 < CaO < NaCl$
c) $CaO < Cl_2 < NaCl$
d) $Cl_2 < NaCl < CaO$

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

Presentará mayor temperatura de fusión aquella sustancia que tenga fuerzas intermoleculares más intensas o forme una red cristalina más fuerte y, por el contrario, la menor temperatura de fusión le corresponderá a la sustancia que tenga las fuerzas intermoleculares más débiles.

▪ Las mayores temperaturas de fusión les corresponden al CaO y NaCl, sustancias que tienen enlace iónico y que, a diferencia del resto, forman una red cristalina iónica, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper. Para determinar cuál de estas sustancias tiene mayor temperatura de fusión es necesario determinar el valor su energía reticular.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}) \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5\ \text{pm} \end{cases}$$

En el caso de NaCl y CaO y suponiendo que ambas sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son en NaCl, (+1 y –1) y el doble en CaO (+2 y –2).
- Respecto al tamaño de los iones, $r_{Ca^{2+}} > r_{Na^+}$ y $r_{Cl^-} > r_{O^{2-}}$, ya que calcio y cloro tienen una capa electrónica más que el sodio y oxígeno, respectivamente.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{CaO} > U_{NaCl}$, por lo que, $T_{fus\ (CaO)} > T_{fus\ (NaCl)}$.

▪ Cl_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son fuerzas de dispersión de London, que son débiles debido a que es una sustancia con pequeño volumen atómico y, por ello, poco polarizable. Estas sustancias tienen bajas temperaturas de fusión.

Teniendo en cuenta lo expuesto, las temperaturas de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:

$$Cl_2 < NaCl < CaO$$

Los valores de las temperaturas de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:

$$Cl_2\ (171{,}6) < NaCl\ (1.074) < CaO\ (2.886)$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.24. ¿En cuál de las siguientes series las sustancias, estas se encuentran ordenadas por temperaturas de fusión decrecientes?
a) I_2, Na, NaBr, SiO_2
b) SiO_2, NaBr, Na, I_2
c) NaBr, SiO_2, Na, I_2
e) SiO_2, Na, NaBr, I_2

(O.Q.L. Jaén 2016)

Presentará mayor temperatura de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ La mayor temperatura de fusión le corresponde al SiO_2, sustancia que forma una red cristalina covalente con fuerzas muy intensas entre los átomos lo que hace que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevadas temperaturas de fusión.

▪ NaBr es una sustancia que tiene enlace iónico por lo que forma una red cristalina iónica con fuerzas no tan intensas entre los iones como en el caso de la red covalente, pero que hace que estos compuestos también sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevadas temperaturas de fusión.

▪ Na es una sustancia que tiene enlace metálico, pero que, a diferencia del resto de los metales, las fuerzas que mantienen unidos a los átomos son muy débiles, debido a que solo los electrones $3s^1$ son los que participan en el enlace metálico y tiene una temperatura de fusión mucho menor que la del NaBr.

▪ I_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son fuerzas de dispersión de London, que son bastante intensas debido a que es una sustancia con gran volumen atómico y elevada masa molecular. Su temperatura de fusión debería ser el menor de todas las sustancias propuestas, pero debido a su elevado volumen atómico esta sustancia es muy polarizable y las fuerzas de London son muy intensas, lo que determina que su temperatura de fusión sea ligeramente superior a la del Na.

Teniendo en cuenta lo expuesto, las temperaturas de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden decreciente:

$$SiO_2 > NaBr > I_2 > Na$$

Los valores de las temperaturas de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:

SiO_2 (1.873 -1.998) > NaBr (1.020) > I_2 (386,9) > Na (370,9)

Ninguna respuesta es correcta.

(Cuestión similar a la propuesta en Alicante 2013).

5.25. ¿Cuál es el orden creciente de puntos de fusión las siguientes sustancias?
a) MgO > NaCl > HCl > Cl_2
b) NaCl > MgO > HCl > Cl_2
c) MgO > NaCl > Cl_2 > HCl
d) NaCl > MgO > Cl_2 > HCl
e) NaCl > HCl > MgO > Cl_2

(O.Q.L. Granada 2017)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ Los mayores puntos de fusión les corresponden al MgO y NaCl, sustancias que tienen enlace iónico y que, a diferencia del resto, forman una red cristalina iónica, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper. Para determinar cuál de estas sustancias tiene mayor punto de fusión es necesario determinar el valor su energía reticular.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

En el caso de NaCl y MgO y suponiendo que ambas sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son en NaCl (+1 y –1) y el doble en MgO (+2 y –2).
- Respecto al tamaño de los cationes, $r_{Na^+} > r_{Mg^{2+}}$, ya que el magnesio ha perdido más electrones que el sodio. Para los aniones, $r_{Cl^-} > r_{O^{2-}}$, ya que el cloro tiene una capa electrónica más que el flúor.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{MgO} > U_{NaCl}$, por lo que, $T_{fus\ (MgO)} > T_{fus\ (NaCl)}$.

▪ HCl y Cl_2 son sustancias que tiene enlace covalente y que presentan fuerzas intermoleculares del tipo de dispersión de London. Como el HCl que tiene momento dipolar permanente presenta, además, fuerzas dipolo-dipolo. Ambas sustancias tienen bajos puntos de fusión, pero el punto de fusión del Cl_2 es más alto ya que se trata de una molécula más voluminosa y, por ello, más polarizable.

El orden correcto de puntos de fusión creciente es:

$$HCl < Cl_2 < NaCl < MgO$$

Los valores de los puntos de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:

$$HCl\ (158{,}9) < Cl_2\ (171{,}6) < NaCl\ (1.074) < MgO\ (1.269)$$

Aunque las propuestas están en orden decreciente, se puede considerar correcta la **c**.

5.26. ¿En cuál de las siguientes series de sustancias, estas se encuentran ordenadas por temperatura de fusión creciente?
a) $F_2 < SiO_2 < NaCl < Hg$
b) $F_2 < Hg < NaCl < SiO_2$
c) $F_2 < SiO_2 < Hg < NaCl$
d) $F_2 < Hg < SiO_2 < NaCl$

(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

Presentará mayor temperatura de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ La mayor temperatura de fusión le corresponde al SiO_2, sustancia que forma una red cristalina covalente con fuerzas muy intensas entre los átomos lo que hace que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevadas temperaturas de fusión.

▪ NaCl es una sustancia que tiene enlace iónico por lo que forma una red cristalina iónica con fuerzas no tan intensas entre los iones como en el caso de la red covalente, pero que hace que estos compuestos también sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevadas temperaturas de fusión.

▪ Hg es una sustancia que tiene enlace metálico, pero qué a diferencia del resto de los metales, las fuerzas que mantienen unidos a los átomos son tan débiles debido a la poca participación de los electrones $6s^2$ en el enlace metálico, lo que motiva la red cristalina que forman sea líquida a temperatura ambiente.

▪ F_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son fuerzas de dispersión de London, que son muy débiles debido a que es una sustancia con un volumen atómico muy pequeño y, por ello, poco polarizable. De todas las sustancias propuestas, es la que tiene la menor temperatura de fusión.

Teniendo en cuenta lo expuesto, las temperaturas de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:

$F_2 < Hg < NaCl < SiO_2$

Los valores de las temperaturas de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:

F_2 (53,5) < Hg (234) < NaCl (1.074) < SiO_2 (1.873-1.998)

La respuesta correcta es la **b**.

5.27. Para la serie de sustancias: cloro, cloruro de potasio, óxido de magnesio y oxígeno, el orden creciente de sus temperaturas de fusión es:
a) $Cl_2 < O_2 < KCl < MgO$
b) $O_2 < Cl_2 < KCl < MgO$
c) $O_2 < Cl_2 < MgO < KCl$
d) $Cl_2 < O_2 < MgO < KCl$

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

Presentará mayor temperatura de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ NaCl y MgO son sustancias que tienen enlace iónico, por lo que forma una red cristalina iónica con fuerzas muy intensas entre los iones que hace que estos compuestos también sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevadas temperaturas de fusión. De las dos, la mayor temperatura de fusión le corresponderá a la sustancia que forme una red cristalina más fuerte, es decir la que tenga mayor energía reticular.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}) \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

En el caso de KCl y MgO y suponiendo que ambas sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son en KCl (+1 y –1) y el doble en MgO (+2 y –2).
- Respecto al tamaño de los iones, $r_{K^+} > r_{Mg^{2+}}$, y $r_{Cl^-} > r_{O^{2-}}$, ya que potasio y cloro tienen una capa electrónica más que magnesio y oxígeno, respectivamente.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{MgO} > U_{KCl}$, por lo que, $T_{fus\ (MgO)} > T_{fus\ (KCl)}$.

▪ O_2 y Cl_2 son sustancias que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son fuerzas de dispersión de London, que son más intensas en el cloro debido a que es una sustancia con mayor volumen atómico y, por ello, más polarizable. Estas sustancias tienen bajas temperaturas de fusión, pero, tal como se ha justificado, la temperatura de fusión del Cl_2 es superior a la del O_2.

Las temperaturas de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:

$O_2 < Cl_2 < KCl < MgO$

Los valores de las temperaturas de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:

O_2 (54,7) < Cl_2 (172,2) < < KCl (1.044) < MgO (3.125)

La respuesta correcta es la **b**.

5.28. El orden decreciente de las temperaturas de fusión para las sustancias: Al, BF_3, N_2 y SiC es:
a) Al > SiC > N_2 > BF_3
b) SiC > Al > BF_3 > N_2
c) Al > BF_3 > N_2 > SiC
d) BF_3 > SiC > Al > N_2

(O.Q.L. Asturias 2017)

Presentará mayor temperatura de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ La mayor temperatura de fusión le corresponde al SiC, sustancia que forma una red cristalina covalente con fuerzas muy intensas entre los átomos, lo que motiva que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente.

▪ Al es una sustancia que tiene enlace metálico y forma una red cristalina sólida a temperatura ambiente. Las fuerzas que mantienen unidos a sus átomos en la red son muy intensas, por lo que su temperatura de fusión es elevada, aunque no tanto como la de la red covalente.

▪ N_2 y BF_3 son sustancias que tiene enlace covalente. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son fuerzas de dispersión de London, que son más intensas en el trifluoruro de boro debido a que es una sustancia con mayor volumen atómico y, por ello, más polarizable. Estas sustancias tienen bajas temperaturas de fusión, pero, tal como se ha justificado, la temperatura de fusión del BF_3 es superior a la del N_2.

Teniendo en cuenta lo expuesto, las temperaturas de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden decreciente:

$$SiC > Al > BF_3 > N_2$$

Los valores de las temperaturas de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:

$$SiC\ (3.003) > Al\ (933) > BF_3\ (483) > N_2\ (146)$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.29. Los elementos X e Y pueden formar óxidos y cloruros. En las condiciones de laboratorio (1 atm y 298,15 K), XCl_2 es un líquido que hierve a 59 °C mientras que el YCl_2 es un sólido que funde a 775 °C. Indique la afirmación más acertada coherente con la naturaleza de los cloruros:
a) X forma un óxido de naturaleza básica (XO), mientras que Y forma un óxido de naturaleza ácida (YO).
b) X forma un óxido de naturaleza básica (XO_2), mientras que Y forma dos óxidos de naturaleza ácida (YO y YO_2).
c) X forma dos óxidos de naturaleza ácida (XO y XO_2), mientras que Y forma un óxido de naturaleza básica (YO_2).
d) X forma un óxido de naturaleza ácida (XO), mientras que Y forma un óxido de naturaleza básica (YO).

(O.Q.L. Asturias 2017)

▪ Dado que el compuesto XCl_2 es un líquido, muy probablemente exista entre los átomos un enlace predominantemente covalente, mientras que, al ser YCl_2 un sólido con una temperatura de fusión elevada, este debe tener un enlace predominantemente iónico. Por tanto, X será un no metal e Y un metal, y cuando se combinen con el oxígeno, X formará un óxido de naturaleza ácida, mientras que, Y formará uno de naturaleza básica.

▪ A la vista de las combinaciones de ambos elementos con el cloro, se unen cada uno de ellos a dos átomos de cloro, se deduce que tienen número de oxidación +2, por lo que de acuerdo con la condición de electroneutralidad, las fórmulas de los respectivos óxidos serán XO e YO.

La respuesta correcta es la **d**.

5.30. El orden creciente de las temperaturas de fusión de las sustancias HF, Na, F_2 y NaF es:
a) HF < Na < F_2 < NaF
b) HF < F_2 < NaF < Na
c) F_2 < HF < Na < NaF
d) HF < F_2 < Na < NaF

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

Presentará mayor temperatura de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ La mayor temperatura de fusión le corresponde al NaF, sustancia que tiene enlace iónico y que, a diferencia del resto, forma una red cristalina iónica, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.

▪ Na es una sustancia que tiene enlace metálico, pero que, a diferencia del resto de los metales, las fuerzas que mantienen unidos a los átomos son muy débiles, debido a que solo los electrones $3s^1$ son los que participan en el enlace metálico.

▪ HF es una sustancia que tiene enlace covalente polar y que presenta enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Estas sustancias tienen bajas temperatura de fusión, pero superior al del resto de las sustancias moleculares propuestas.

▪ F_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son fuerzas de dispersión de London, que son muy débiles debido a que es una sustancia con un volumen atómico muy pequeño y, por ello, poco polarizable. De todas las sustancias propuestas, es la que tiene la menor temperatura de fusión.

De acuerdo con lo expuesto, las temperaturas de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:

F_2 < HF < Na < NaF

Los valores de las temperaturas de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:

F_2 (53,5) < HF (234) < Na < (371) < NaF (1.269)

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla-La Mancha 2011 y otra).

5.31. Si un producto químico sublima, significa que:
a) Funde por debajo de cero grados.
b) Pasa directamente de sólido a gas.
c) Forma azeótropos.
d) Condensa en contacto con una superficie fría.

(O.Q.L. Murcia 2019)

La sublimación es el cambio estado de sólido a gas.

La respuesta correcta es la **b**.

5.32. ¿Cuál de las siguientes series de sustancias está ordenada por temperaturas de fusión decrecientes?
a) CO_2 > SiO_2 > Na > H_2O
b) Na > SiO_2 > H_2O > CO_2
c) SiO_2 > Na > H_2O > CO_2
d) SiO_2 > H_2O > Na > CO_2

(O.Q.L. Murcia 2020)

Presentará mayor temperatura de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ La mayor temperatura de fusión le corresponde al SiO_2, sustancia que forma una red cristalina covalente con fuerzas muy intensas entre los átomos lo que hace que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.

▪ Na es una sustancia que tiene enlace metálico, pero que, a diferencia del resto de los metales, las fuerzas que mantienen unidos a los átomos son muy débiles, debido a que solo los electrones $3s^1$ son los que participan en el enlace metálico y tiene una temperatura de fusión mucho menor que la del SiO_2.

▪ H_2O es una sustancia que tienen enlace covalente polar que presenta un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, su temperatura de fusión es más alta de lo que debería ser.

▪ CO_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son fuerzas de dispersión de London, que son muy débiles debido a que es una sustancia con un volumen atómico muy pequeño y, por ello, poco polarizable. De todas las sustancias propuestas, es la que tiene la menor temperatura de fusión.

De acuerdo con lo expuesto, las temperaturas de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden decreciente:

$$SiO_2 > Na > H_2O > CO_2$$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) son:

$$SiO_2\ (1.873\text{ -}1.998) > Na\ (370{,}9) > H_2O\ (273) > CO_2\ (216{,}6)$$

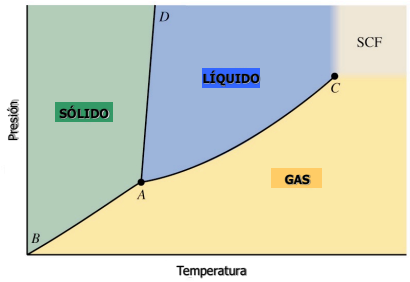
La respuesta correcta es la **c**.

6. DIAGRAMAS DE FASES

6.1. Si para una sustancia la densidad del sólido es mayor que la densidad del líquido, la pendiente de la curva del punto de fusión es:
a) Positiva
b) Cero
c) Negativa
d) No puede determinarse sin el punto crítico.
e) No puede determinarse sin el punto triple.

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

Una sustancia como la que se propone presenta el siguiente diagrama de fases:



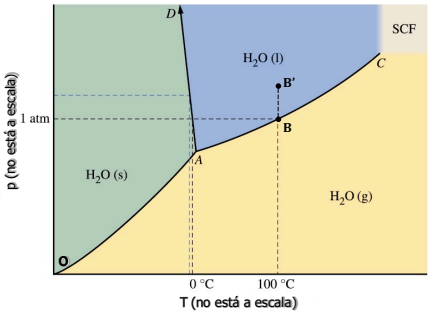
Como se observa, la curva del punto de fusión viene dada por línea AD que tiene pendiente positiva.

La respuesta correcta es la **a**.

6.2. La temperatura crítica en un diagrama de fases para una sustancia pura es:
a) La temperatura a la que tiene lugar el punto triple.
b) La temperatura a la que termina la curva de sublimación.
c) La temperatura a la que el sólido, líquido y gas existen en equilibrio.
d) La temperatura por encima de la cual el gas no se puede licuar por aumento de presión.
e) La temperatura a la que termina la curva de puntos de fusión.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

A la vista del siguiente diagrama de fases:



a-c) Falso. La temperatura del punto triple (A) es aquella en la que coexisten en equilibrio los tres estados de agregación de una sustancia.

b) Falso. La curva de sublimación (línea OA) está formada por los puntos en los que se encuentran el equilibrio el sólido con el vapor y termina en el punto A donde se encuentra el punto triple.

d) **Verdadero**. La temperatura del punto crítico (C) es aquella por encima de cual no se puede licuar un vapor por mucho que se aumente la presión.

e) Falso. La curva de fusión (línea AD) está formada por los puntos en los que se encuentran en equilibrio el sólido con el líquido y termina en el punto D.

La respuesta correcta es la **d**.

6.3. Un recipiente contiene agua líquida y vapor en equilibrio a 100 °C y 1 atm. Si se aumenta la presión a temperatura constante:
a) Se formará más vapor.
b) Se formará más líquido.
c) Solidificará el vapor.
d) No se desplazará el equilibrio.

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

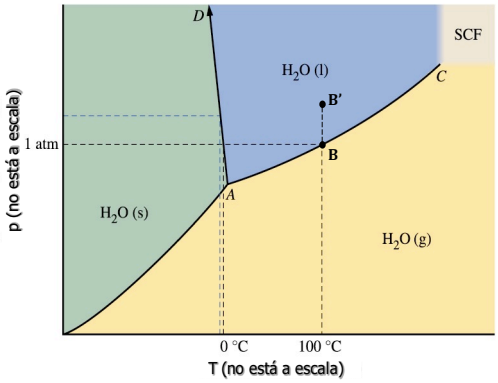
Se trata del equilibrio de cambio de fase:

$$H_2O(l) \leftrightarrows H_2O(g)$$

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si aumenta la presión a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662), disminuye el volumen y, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que descienda el volumen. Como el $H_2O(l)$ es más densa que el $H_2O(g)$ el volumen que ocupa el líquido es menor, por tanto, el sistema se desplaza hacia la formación de más líquido.



También puede verse a partir del diagrama de fases del agua, en el punto B coexisten $H_2O(g)$ y $H_2O(l)$, al aumentar la presión a temperatura constante, se pasa al punto B' donde solo hay $H_2O(l)$.

La respuesta correcta es la **b**.

6.4. La presión y la temperatura del punto triple del CO_2 son 5,1 atm y –56,7 °C. Su temperatura crítica es 31 °C. El CO_2 sólido es más denso que el CO_2 líquido. ¿Bajo qué condiciones de presión y temperatura el CO_2 es un líquido estable en equilibrio?
a) 10 atm y –25 °C
b) 5,1 atm y –25 °C
c) 10 atm y 33 °C
d) 5,1 atm y –100 °C
e) 1 atm y –56,7 °C

(O.Q.N. Oviedo 2002)

Tal como se observa en el diagrama de fases del CO_2:

a) **Verdadero**. A 10 atm y –25 °C el CO_2 es líquido.

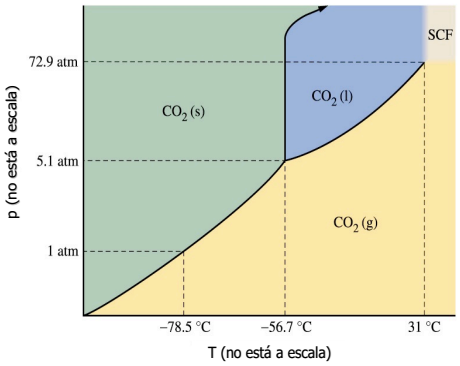
b) Falso. A 5,1 atm y –25 °C el CO_2 es gas.

c) Falso. A 10 atm y 33 °C el CO_2 es fluido supercrítico (SCF), que está por encima de la $T_{crítica}$ y no se puede licuar.

d) Falso. A 5,1 atm y –100 °C el CO_2 es sólido.

e) Falso. A 1 atm y –56,7 °C el CO_2 es gas.

La respuesta correcta es la **a**.



6.5. Un recipiente contiene en equilibrio hielo y agua líquida a 0 °C y 1 atm. Si se aumenta la presión manteniendo constante la temperatura:
a) Se formará más hielo.
b) Se formará más líquido.
c) Se sublimará parte del hielo.
d) Parte del agua líquida pasará a vapor.

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Madrid 2009)

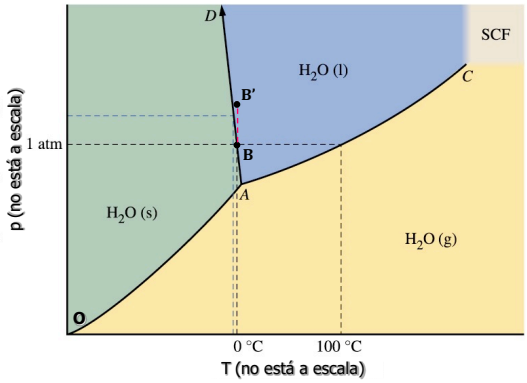
Se trata del equilibrio:

$$H_2O(s) \leftrightarrows H_2O(l)$$

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si se aumenta la presión, disminuye el volumen, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que descienda el volumen. Como el $H_2O(l)$ es más densa que el hielo, el volumen que ocupa el líquido es menor, por lo tanto, el sistema se desplaza hacia la formación de más líquido.



También puede verse a partir del diagrama de fases del agua. En el punto B coexisten $H_2O(s)$ y $H_2O(l)$, al aumentar la presión a temperatura constante, se pasa al punto B' donde solo hay $H_2O(l)$.

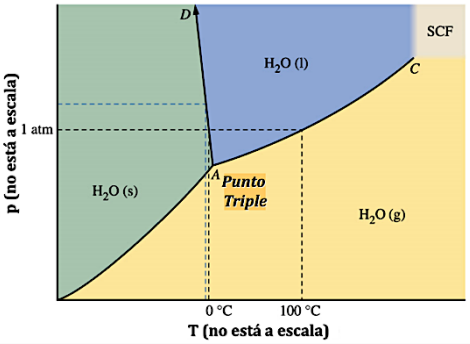
La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2001 y otras).

6.6. Señale cuál es la proposición correcta:
a) El agua funde a temperatura más baja al disminuir la presión.
b) En una olla a presión, la temperatura de vaporización del agua es mayor de 100 °C.
c) El agua sublima por debajo de 0 °C a presión atmosférica.
d) La presión de vapor de un líquido no varía con la temperatura.
e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. País Vasco 2008)

a) Falso. Observando la curva de equilibrio sólido-líquido del diagrama de fases del agua, que tiene pendiente negativa (AD), se puede afirmar que si desciende la presión aumenta la temperatura fusión.



b) **Verdadero**. En el interior de una olla a presión el agua se encuentra a una presión superior a la atmosférica, por lo que de acuerdo con la curva de equilibrio líquido-vapor, si aumenta la presión aumenta la temperatura de ebullición.

c) Falso. Observando el diagrama de fases se comprueba que a presión atmosférica el agua no sublima, esto solo ocurre por debajo del punto triple (presiones inferiores a 0,006 atm).

d) Falso. La presión de vapor de un líquido solo depende de la temperatura.

La respuesta correcta es la **b**.

6.7. Al enfriar mucho el aire, ¿se puede licuarlo?
a) Sí, incluso se puede solidificar.
b) Para licuarlo también habrá que comprimirlo.
c) Solo licuará el nitrógeno por ser el componente más volátil.
d) No, la presencia de vapor de agua lo impedirá.

(O.Q.L. Murcia 2008)

Cualquier gas puede pasar al estado líquido, siempre que lo permitan la temperatura a que está sometido y la presión que soporte.

Los gases como O_2 y N_2 (contenidos en el aire), llamados gases permanentes por su dificultad para ser licuados, se caracterizan por tener una temperatura crítica baja, lo que obliga a utilizar procedimientos

especiales para alcanzar el estado líquido; además, a causa de las temperaturas que hay que alcanzar, no se puede contar con una fuente fría exterior al sistema, que pueda extraerle el calor necesario para conseguir fácilmente el cambio de estado.

Gas	$T_{crítica}$ / K	$p_{crítica}$ / atm	$T_{ebullición}$ / K
N_2	126,3	33,5	77,4
O_2	154,8	49,7	90,2

La técnica del proceso de licuación de gases consiste en enfriarlos a una temperatura inferior a la crítica y someterlos a una compresión isoterma que dependerá del enfriamiento logrado, aunque siempre superior al valor de la presión crítica.

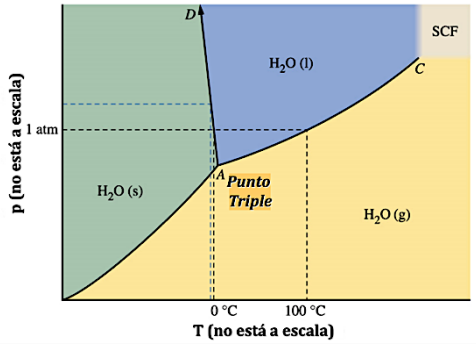
La respuesta correcta es la **b**.

6.8. Para una sustancia dada:
a) La presión de vapor disminuye al aumentar la temperatura.
b) La temperatura de fusión no cambia con la presión.
c) El punto triple es la única temperatura en la que coexisten gas, líquido y sólido.
d) Por debajo de la temperatura del punto triple no existe el estado gas.
e) La sustancia sublima por encima del punto triple.

(O.Q.L. País Vasco 2009)

Observando el diagrama de fases de una sustancia como puede ser el agua:

a) Falso. Si se aumenta la temperatura se rompen enlaces intermoleculares y aumenta el número de moléculas en estado de vapor y, con ello, la presión que ejercen.



b) Falso. La temperatura de fusión varía con la presión.

c) **Verdadero**. En el punto triple coexisten, en equilibrio, los tres estados de agregación de la materia: sólido, líquido y gas.

d) Falso. Por debajo del punto triple sí que existe gas.

e) Falso. Por encima del punto triple solo existe fluido supercrítico.

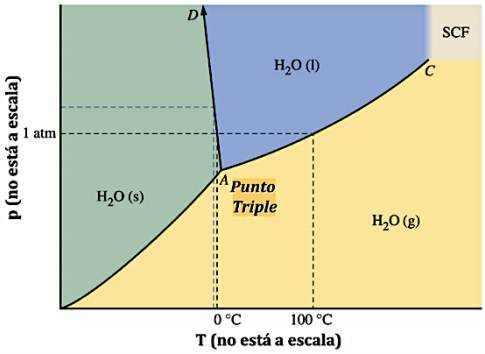
La respuesta correcta es la **c**.

6.9. De las siguientes afirmaciones. ¿cuál es cierta?
a) Un gas siempre se puede licuar disminuyendo la temperatura.
b) No es posible encontrar agua en sus tres estados físicos a la vez en equilibrio.
c) La nieve no desaparece en lugares donde la temperatura no sube de 0 °C.
d) El agua no se vaporiza a temperatura ambiente.
e) Ninguna de las anteriores es cierta.

(O.Q.L. País Vasco 2010)

De acuerdo con el diagrama de fases del agua:

a) Falso. Es imposible licuar el agua aumentando la presión si se encuentra por encima de su temperatura crítica (647 K).



b) Falso. En el punto triple coexisten, en equilibrio, los tres estados de agregación de la materia: sólido, líquido y gas.

c) Falso. Sí que puede existir agua en estado sólido por encima de 0 °C siempre que la presión exterior sea inferior a 1 atm.

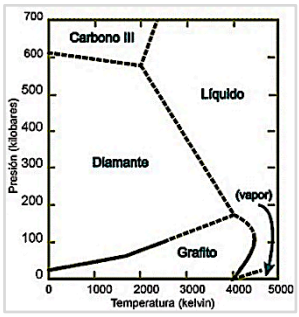
d) Falso. El agua líquida se encuentra en el equilibrio con su vapor a cualquier temperatura.

La respuesta correcta es la **e**.

6.10. El grafito y el diamante son dos formas alotrópicas del carbono. El paso de una forma a otra:
a) Es un cambio de estado a altas temperaturas.
b) Es una transición de fase a altas presiones.
c) Es un cambio de estado a altas presiones.
d) No se puede realizar.

(O.Q.L. Madrid 2012)

Como se puede observar en el diagrama de fases del carbono, la conversión de grafito en diamante en es un cambio de fase que tiene lugar a altas presiones.



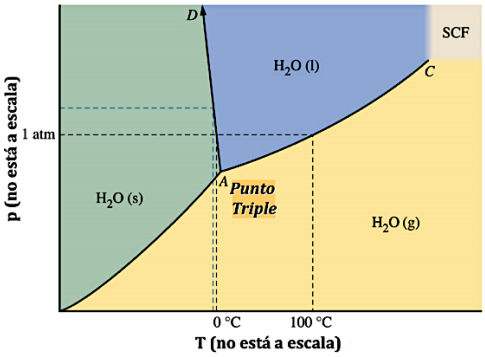
Esta conversión fue conseguida por primera vez por General Electric en 1955 a una temperatura de 2.289 K y una presión de 650 kbar.

La respuesta correcta es la **b**.

6.11. ¿Qué afirmación sobre el punto triple de una sustancia es la correcta?
a) El punto triple de una sustancia varía con la presión.
b) Las tres fases (sólido, líquido y gas) tienen la misma densidad.
c) Las tres fases (sólido, líquido y gas) están en equilibrio.
d) Las tres fases (sólido, líquido y gas) son indistinguibles en apariencia.

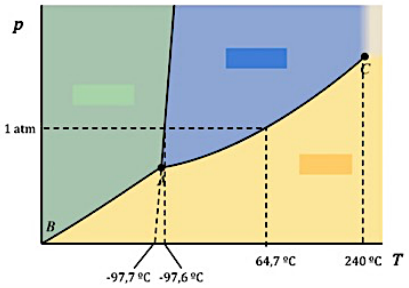
(O.Q.L. Madrid 2013)

En el diagrama de fases de una sustancia, como por ejemplo del agua, se observa que en el punto triple coexisten en equilibrio los tres estados de agregación de la materia: sólido, líquido y gas.



La respuesta correcta es la **c**.

6.12. De acuerdo con el diagrama de fases del metanol, que se muestra a continuación, ¿cuál de las siguientes opciones es correcta?
a) El metanol sólido sublima a presión atmosférica.
b) A 200 °C y 1 atm de presión, el metanol es un fluido supercrítico.
c) El metanol sólido tiene una densidad mayor que la del metanol líquido.
d) El metanol sólido, líquido y gaseoso solo puede coexistir por encima de 1 atm.



(O.Q.N. Alcalá 2016)

De acuerdo con el diagrama de fases propuesto:

a) Falso. El metanol sublima a una presión bastante inferior a la atmosférica.

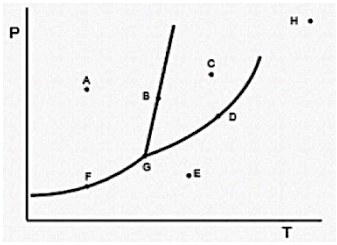
b) Falso. El metanol se comporta como fluido supercrítico por encima de 240 °C y a una presión muy superior a la atmosférica.

c) **Verdadero**. La curva del punto de fusión viene dada por una línea cuya pendiente es positiva.

d) Falso. El punto triple del metanol se encuentra por debajo de la presión atmosférica.

La respuesta correcta es la **c**.

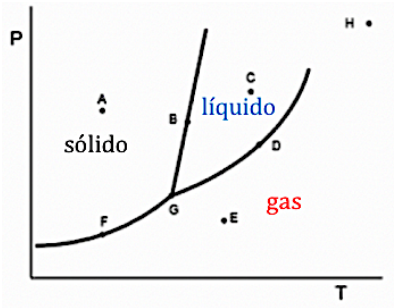
6.13. Indique qué fases están presentes en los puntos A, C y E del diagrama de fases adjunto:
a) A: Líquido, C: Gas, E: Sólido
b) A: Gas, C: Sólido, E: Líquido
c) A: Sólido, C: Líquido, E: Gas
d) A: Líquido, C: Sólido, E: Gas



(O.Q.L. Madrid 2018)

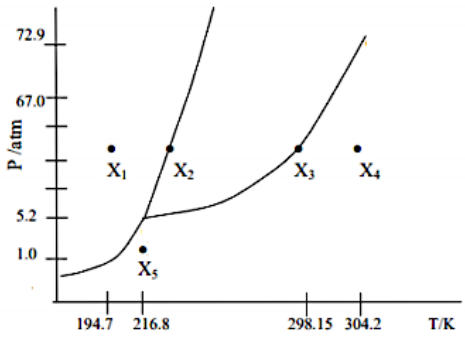
En un diagrama de fases la zona más próxima al eje de ordenadas corresponde a la fase sólida, la zona más próxima al eje de abscisas es la de la fase gas y la zona comprendida entre ambas está ocupada por la fase líquida. A la vista del diagrama de fases:

- el punto A pertenece a la fase sólida
- el punto C pertenece a la fase líquida
- el punto E pertenece a la fase gas



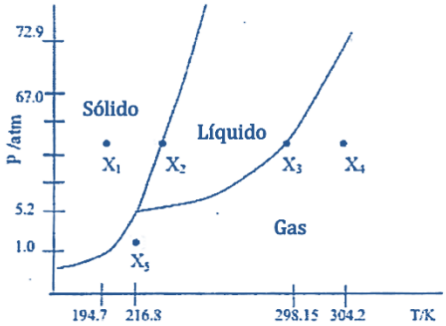
La respuesta correcta es la **c**.

6.14. Analice la figura, que corresponde al diagrama de fases de un sistema formado por un único componente (S) en función de la presión y la temperatura, e indique cuál de las siguientes proposiciones es correcta.
a) Para la sustancia S, la solidificación del líquido aumenta el volumen del sistema.
b) En la secuencia, $X_1 \rightarrow X_2 \rightarrow X_3 \rightarrow X_4$, el sistema está continuamente en equilibrio entre dos fases diferentes de S.
c) Las tres fases del sistema S solo se encuentran simultáneamente en equilibrio en las condiciones, $T = 216{,}8$ K y $p = 5{,}2$ atm.
d) La sublimación de S no puede tener lugar a presión atmosférica.



(O.Q.N. Santander 2019)

Analizando el diagrama de fases propuesto:



a) Falso. Ya que la pendiente de la curva sólido-líquido es positiva y para que el volumen aumentase debería ser negativa.

b) Falso. Los puntos X_1 y X_4 no se encuentran en equilibrio entre dos fases, mientras que, los puntos X_2 y X_3 si que lo están, ya que se encuentran situados en las líneas de equilibrio sólido-líquido y líquido-gas, respectivamente.

c) **Verdadero**. El punto de coordenadas ($T = 216{,}3$ K; $p = 5{,}2$ atm) es el punto triple, el único punto en el coexisten las tres fases en equilibrio.

d) Falso. Cuando $p = 1{,}0$ atm y $T = 194{,}7$ K, se produce la sublimación de la sustancia S.

La respuesta correcta es la **c**.

7. SÓLIDOS DE RED COVALENTE

7.1. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:
a) Todos los compuestos iónicos son buenos conductores de la corriente eléctrica.
b) Los compuestos covalentes moleculares se presentan siempre en estado gaseoso.
c) Los sólidos de red covalente tienen elevados puntos de fusión y ebullición.
d) El agua es un mal disolvente de los compuestos iónicos.
e) Los compuestos covalentes homopolares se disuelven fácilmente en disolventes polares.
f) Los compuestos son siempre compuestos orgánicos.

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Cantabria 2017)

a) Incorrecto. Los compuestos iónicos solo son buenos conductores de la corriente eléctrica fundidos o en disolución acuosa.

b) Incorrecto. Los compuestos covalentes moleculares también se presentan como líquidos volátiles o sólidos blandos debido a la existencia de fuerzas intermoleculares.

c) **Correcto**. Los sólidos de red covalente tienen sus átomos unidos mediante fuertes enlaces covalentes, lo que determina que los valores de sus energías de red sean elevados y, por ello, también lo sean sus puntos de fusión y ebullición.

d) Incorrecto. El H_2O es una sustancia muy polar, lo que hace que sea un excelente disolvente de los compuestos iónicos, que también son muy polares.

e) Incorrecto. Los compuestos covalentes homopolares carecen de momento dipolar permanente, por lo que no se pueden disolver en disolventes polares.

f) Incorrecto. Los compuestos covalentes también pueden ser inorgánicos, por ejemplo, H_2O.

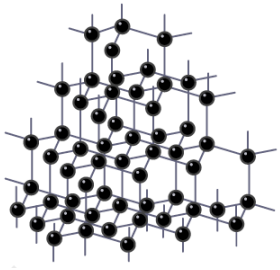
La respuesta correcta es la **c**.

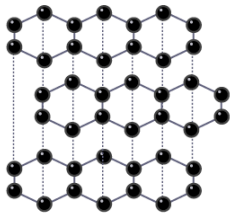
7.2. De las siguientes proposiciones señale la respuesta correcta:
a) Todos los halógenos pueden actuar con valencias covalentes 1, 3, 5 y 7.
b) En el diamante todos los enlaces son covalentes puros.
c) Algunos enlaces del grafito son iónicos, lo que le hace ser un buen conductor eléctrico.
d) El anión sulfuro, S^{2-}, es un oxidante moderado.
e) La molécula de CO_2 es angular y apolar.

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Murcia 2013)

a) Falso. El flúor, como el resto de los halógenos, tiene siete electrones en su capa de valencia, pero al tratarse del elemento más electronegativo de la tabla periódica ningún otro elemento es capaz de quitarle electrones, por lo que su único número de oxidación es –1.

b) **Verdadero**. Los átomos de carbono del diamante se encuentran unidos mediante fuertes enlaces covalentes formando una red de tetraedros que constituyen un sólido covalente.

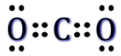




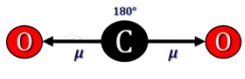
c) Falso. Los átomos de carbono del grafito se encuentran unidos mediante fuertes enlaces covalentes formando una red de hexágonos que constituyen un sólido covalente en la que existen electrones deslocalizados que permiten el paso de la corriente eléctrica.

d) Falso. El azufre del anión S^{2-} tiene el estado de oxidación más bajo posible en este elemento, por lo solo puede oxidarse y se comporta como un reductor.

e) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el CO_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



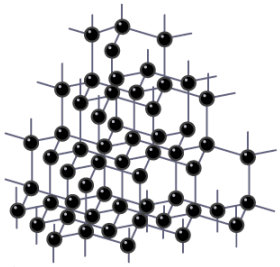
Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

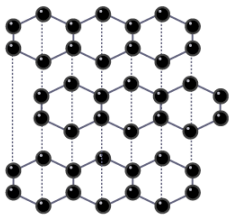
La respuesta correcta es la **b**.

7.3. El diamante y el grafito:
a) Tienen una composición química diferente.
b) El diamante tiene enlace covalente y el grafito lo tiene iónico ya que este conduce la corriente eléctrica.
c) Ambos tienen enlace iónico ya que los dos tienen puntos de fusión elevados.
d) Ambos tienen enlace covalente.

(O.Q.L. Baleares 2005)

Los átomos de carbono que forman el diamante y el grafito se encuentran unidos mediante fuertes enlaces covalentes con una disposición tetraédrica (AX_4) o triangular (AX_3), respectivamente, de forma que en ambos casos se constituye un sólido atómico cristalino. La robustez de estos enlaces provoca que ambas sustancias presenten grandes energías de red y, por ello puntos de fusión elevados.





En la red del grafito existen electrones deslocalizados que permiten el paso de la corriente eléctrica a través de la misma.

La respuesta correcta es **d**.

7.4. Una difracción de segundo orden de 67,0°; producida por rayos X de longitud de onda de 0,141 nm, está relacionada con una distancia interplanar de:
a) 0,153 nm
b) 0,0766 nm
c) 0,306 nm
d) 0,175 nm
e) 0,131 nm

(O.Q.N. Vigo 2006)

La ecuación de Bragg (1913) para difracción de RX por estructuras cristalinas es:

$$n\,\lambda = 2d\,\text{sen}\,\theta \quad \rightarrow \quad \begin{cases} n = \text{orden de difracción} \\ d = \text{distancia interplanar} \\ \lambda = \text{longitud de onda de RX} \\ \theta = \text{ángulo de RX con el cristal} \end{cases}$$

El valor de la distancia interplanar es:

$$d = \frac{2 \cdot (0{,}141\ \text{nm})}{2 \cdot (\text{sen}\ 67{,}0°)} = 0{,}153\ \text{nm}$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.5. ¿Cuál de las siguientes propiedades corresponde al diamante?
a) Tiene un punto de ebullición bajo y es soluble en benceno.
b) Es soluble en agua y conduce la electricidad.
c) No es soluble en agua y tiene un punto de ebullición elevado.
d) Es frágil y blando.

(O.Q.L. Asturias 2006)

▪ El diamante es un sólido covalente que presenta una estructura reticular en la que cada átomo de carbono se encuentra unido a otros cuatro átomos formando tetraedros unidos entre sí.

▪ Los enlaces entre átomos de carbono son muy fuertes, por lo que se forma una red cristalina a temperatura ambiente que solo se rompe a temperaturas superiores a 3.500 K.

▪ Cualquier tipo de disolvente es incapaz de romper dicha red.

▪ Es la sustancia más dura de la naturaleza.

La respuesta correcta es la **c**.

7.6. Para fundir uno de las siguientes sustancias es necesario vencer las fuerzas debidas al enlace covalente. Indique de qué sustancia se trata:
a) C (diamante)
b) Na_2O
c) Zn
d) H_2O

(O.Q.L. Murcia 2006)

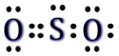
Para romper la red cristalina de un sólido covalente como C (diamante) es necesario comunicar una gran cantidad de energía para romper los fuertes enlaces covalentes que mantienen unidos a los átomos de carbono.

La respuesta correcta es la **a**.

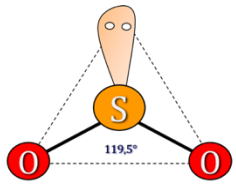
7.7. Para los siguientes óxidos que tienen la misma estequiometría: CO_2, SO_2 y SiO_2, señale la proposición correcta:
a) La molécula de SO_2 tiene forma lineal.
b) Los tres óxidos tienen propiedades básicas.
c) Los tres óxidos forman sólidos moleculares.
d) El SiO_2 forma un sólido de red covalente.

(O.Q.L. Madrid 2007)

a) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



b) Falso. Los óxidos con esa estequiometría tienen propiedades ácidas.

c) Falso. CO_2 es una sustancia que tienen enlace covalente no polar y forma moléculas gaseosas a temperatura ambiente. Presenta fuerzas intermoleculares de dispersión de London que hacen que en las condiciones adecuadas forme un sólido molecular.

El SO_2 es una sustancia que tienen enlace covalente polar y forma moléculas gaseosas a temperatura ambiente. Presenta fuerzas intermoleculares del tipo dipolo-dipolo y dispersión de London que hacen que en las condiciones adecuadas forme un sólido molecular.

El SiO_2 es una sustancia en la que cada átomo de silicio se une mediante un fuerte enlace covalente a cuatro átomos de oxígeno, lo que hace que a temperatura ambiente forme un sólido de red covalente.

d) **Verdadero**. Según se ha justificado en el apartado anterior.

La respuesta correcta es la **d**.

7.8. Señale aquella afirmación que considere incorrecta:
a) El NaBr es soluble en agua.
b) El diamante es conductor de la electricidad.
c) La temperatura de fusión del yodo es mayor que la del bromo.
d) El agua presenta una temperatura de fusión anormalmente alta comparada con la de los hidruros de los otros elementos de su grupo.

(O.Q.L. Murcia 2009) (O.Q.L. Jaén 2016)

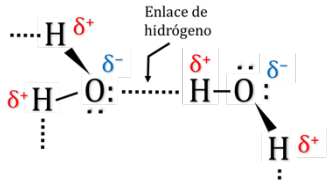
a) Correcto. El NaBr es una sustancia con enlace predominantemente iónico que es soluble en un disolvente muy polar como el agua.

b) **Incorrecto**. El C (diamante) forma una red covalente con una estructura en la que cada átomo de carbono se encuentra unido a otros cuatro formando tetraedros, de forma que todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces covalentes, por lo que no conduce la electricidad.

c) Correcto. Ambas sustancias (I_2 y Br_2) tienen enlace covalente no polar y presentan fuerzas intermoleculares del tipo de dispersión de London. Estas fuerzas aumentan con el volumen atómico y la masa molecular, lo que motiva que el punto de fusión del yodo (355,9 K), sólido a temperatura ambiente, y más voluminoso y pesado, sea mayor que el del bromo (265,7 K), líquido en las mismas condiciones.

d) Correcto. Los compuestos binarios del hidrógeno con los elementos del grupo 16 de la tabla periódica tienen enlace covalente y presentan momento dipolar permanente, pero solo H_2O puede formar un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno.

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



Esto motiva que el H_2O tenga un punto de ebullición anómalo (unos 200 K mayor) con respecto al resto de los compuestos del grupo 16.

La respuesta incorrecta es la **b**.

7.9. ¿Cuál de las siguientes sustancias es un ejemplo de estructura sólida?
a) Dióxido de nitrógeno
b) Dióxido de azufre
c) Dióxido de carbono
d) Dióxido de silicio

(O.Q.L. Murcia 2009)

a-b) Falso. NO_2 y SO_2 son sustancias que tienen enlace covalente polar y presentan fuerzas intermoleculares del tipo dipolo-dipolo y dispersión de London tan débiles que hacen sean gaseosas a temperatura ambiente.

c) Falso. CO_2 es una sustancia que tienen enlace covalente no polar y presenta fuerzas intermoleculares del tipo dispersión de London tan débiles que hacen sea gaseosa a temperatura ambiente.

d) **Verdadero**. SiO_2 es una sustancia en la que cada átomo de silicio se une mediante un fuerte enlace covalente a cuatro átomos de oxígeno formando una red covalente sólida a temperatura ambiente.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2007).

7.10. ¿Cuál de las siguientes sustancias puede considerarse como ejemplo de una red covalente?
a) $S_8(s)$
b) $SiO_2(s)$
c) MgO(s)
d) NaCl(s)
e) $C_{25}H_{52}(s)$

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Madrid 2016) (O.Q.L. Granada 2016)

Una sustancia que forma una red covalente presenta las siguientes propiedades:

- Debe ser un sólido a temperatura ambiente.
- Sus átomos deben estar unidos mediante enlace covalente, esto descarta a MgO y NaCl.
- Debe tener elevadas temperaturas de fusión y ebullición, esto descarta a S_8 y $C_{25}H_{52}$.

La sustancia que cumple las propiedades propuestas es SiO_2.

La respuesta correcta es la **b**.

7.11. ¿Cuál de las siguientes propuestas es falsa?
a) Al fundir cloruro de sodio se rompen enlaces iónicos.
b) Al sublimar yodo se rompen fuerzas de van der Waals.
c) Al fundir oro se rompen enlaces metálicos.
d) Al fundir hielo se rompen enlaces de hidrógeno y fuerzas de van der Waals.
e) Al vaporizar C (diamante) se rompen fuerzas de van der Waals.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

a) Verdadero. El cloruro de sodio es una sustancia que presenta enlace predominantemente iónico.

b) Verdadero. El yodo sólido es una sustancia que tiene enlace covalente y presenta enlace intermolecular de van der Waals y, son las fuerzas de dispersión de London las que deben romperse para sublimarlo.

c) Verdadero. El oro es una sustancia que presenta enlace metálico.

d) Verdadero. El hielo es una sustancia que tiene enlace covalente y presenta enlaces intermoleculares hidrógeno y fuerzas de van der Waals.

e) **Falso**. Una sustancia con una temperatura de ebullición tan elevada como el diamante (5.100 K), que forma una red covalente sólida a temperatura ambiente, es imposible que presente fuerzas intermoleculares del tipo van der Waals.

La respuesta correcta es la **e**.

7.12. ¿Cuál de las siguientes sustancias presenta una estructura de red covalente?
a) Dióxido de silicio
b) Dióxido de selenio
c) Dióxido de titanio
d) Dióxido de magnesio
e) Óxido de disodio

(O.Q.L. Madrid 2014)

Una sustancia que forme una red covalente presenta las siguientes propiedades:

- Debe ser un sólido a temperatura ambiente, esto descarta al SeO_2 que es un compuesto covalente que forma moléculas gaseosas a temperatura ambiente.
- Sus átomos deben estar unidos mediante enlace covalente, esto descarta a TiO_2, MgO_2 y Na_2O que son sólidos iónicos.
- Debe tener elevadas temperaturas de fusión y ebullición.

La sustancia que cumple las propiedades propuestas es SiO_2.

La respuesta correcta es la **a**.

7.13. ¿Cuál de las siguientes sustancias forma un sólido tridimensional de red covalente?
a) CaO
b) SiC
c) MgO
d) PH_3

(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

Una sustancia que forme una red covalente presenta las siguientes propiedades:

- Debe ser un sólido a temperatura ambiente, esto descarta al PH_3 que es un compuesto covalente que forma moléculas gaseosas a temperatura ambiente.
- Sus átomos deben estar unidos mediante enlace covalente, esto descarta a MgO y CaO que son sólidos iónicos.
- Debe tener elevadas temperaturas de fusión y ebullición.

La sustancia que cumple las propiedades propuestas es SiC.

La respuesta correcta es la **b**.

7.14. ¿Cuál de las siguientes sustancias puede considerarse como ejemplo de una red covalente?
a) Cu
b) C
c) NaCl
d) BaO
e) CaO

(O.Q.L. Granada 2017)

Una sustancia que forma una red covalente presenta las siguientes propiedades:

- Debe ser un sólido a temperatura ambiente.
- Sus átomos deben estar unidos mediante enlace covalente, esto descarta a Cu, BaO, CaO y NaCl.
- Debe tener elevadas temperaturas de fusión y ebullición, esto no descarta a ninguna.

La sustancia que cumple las propiedades propuestas es C.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Alicante 2013, Madrid 2016 y Granada 2016).

7.15. Cierto sólido es insoluble en agua, no conduce la electricidad y funde por encima de 1.000 °C. Este sólido podría ser:
a) $C_{10}H_{22}$
b) Pt
c) CsCl
d) SiC

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

- El que sea insoluble en agua descarta a CsCl, una sustancia iónica que es muy soluble en agua.
- El que no conduzca la electricidad en estado sólido descarta a CsCl y $C_{10}H_{22}$, sustancia molecular que no presenta electrones deslocalizados.
- El que funda a temperatura elevada descarta a $C_{10}H_{22}$, sustancia molecular con fuerzas intermoleculares, del tipo dispersión de London, muy débiles y CsCl, sustancia formada por iones de gran tamaño y baja carga.

Resumiendo lo anterior en forma de tabla:

	$C_{10}H_{22}$	Pt	CsCl	SiC
Insoluble en agua	✓	✓	×	✓
No conduce la electricidad	✓	×	✓	✓
Punto de fusión > 1.000 °C	×	✓	×	✓

La sustancia que cumple las propiedades propuestas es SiC, un sólido de red covalente.

La respuesta correcta es la **d**.

7.16. Cierto sólido cristalino y duro, con elevado punto de fusión, no conduce la electricidad ni en fase sólida ni fundido. Probablemente este sólido es:
a) Un sólido iónico
b) Un sólido molecular
c) Un sólido metálico
d) Un sólido de red covalente

(O.Q.L. Preselección Valencia 2020)

▪ Si una sustancia sólida es cristalina y dura, descarta a un sólido molecular.

▪ Si una sustancia sólida no conduce la corriente eléctrica en estado sólido ni fundido, descarta a un sólido iónico y a un sólido metálico.

La sustancia que cumple las propiedades propuestas un sólido de red covalente.

La respuesta correcta es la **d**.

7.17. De las siguientes asociaciones entre sustancia y tipo de sólido, ¿cuál es incorrecta?
a) Sulfato de potasio → sólido iónico
b) Dióxido de silicio → sólido molecular
c) Galio → sólido metálico
d) Óxido de bario → sólido iónico

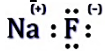
(O.Q.L. Preselección Valencia 2020)

El dióxido de silicio es una sustancia que es cristalina y dura, con una elevada temperatura de fusión y de ebullición, no es soluble en agua ni disolventes orgánicos y no conduce la electricidad ni en fase sólida ni fundida, por lo que puede clasificarse como un sólido de red covalente.

La respuesta correcta es la **d**.

8. SÓLIDOS IÓNICOS. ENERGÍA RETICULAR Y CICLO DE BORN-HABER

8.1. Solo uno de los siguientes conceptos sobre el enlace iónico es falso:
a) Está basado en la transferencia de electrones.
b) Se forma a partir de átomos cuya diferencia de electronegatividad sea pequeña.
c) Se forma con un elemento de elevada afinidad electrónica y otro de baja energía de ionización.
d) El enlace iónico es el representante más fuerte de las fuerzas electrostáticas.
e) Se basa en la compartición de electrones.
f) La estructura de Lewis para un enlace iónico se puede representar como:



(O.Q.L. Asturias 1989) (O.Q.L. País Vasco 2016)(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Extremadura 2018)

a) Verdadero. En el enlace iónico el elemento menos electronegativo cede electrones al más electronegativo.

b) **Falso**. El enlace iónico se da entre elementos cuya diferencia de electronegatividad sea, generalmente, superior a 2.

c) Verdadero. En el enlace iónico el elemento con elevada afinidad electrónica capta electrones que le cede el elemento con baja energía de ionización.

d) Verdadero. Por ser el catión y el anión especies químicas con carga eléctrica neta, las fuerzas electrostáticas que los mantienen unidos son las más intensas.

e) **Falso**. La compartición de electrones es la característica fundamental del enlace covalente.

f) Verdadero. La estructura de Lewis para un compuesto iónico se representa escribiendo las estructuras de Lewis del catión y del anión.

Las respuestas correctas son **b** y **f**.

8.2. Teniendo en cuenta que el carácter del enlace de todos los compuestos siguientes es fundamentalmente iónico, señale las propuestas que sean ciertas:
a) El KBr tiene mayor punto de fusión que el NaCl.
b) El NaBr es más duro que el KBr.
c) El NaCl es más soluble en agua que el CsCl.
d) El MgO funde a mayor temperatura que el Na_2O.

(O.Q.L. Asturias 1991)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

▪ Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte, es decir, que tenga mayor energía reticular U.

▪ Presentará mayor dureza aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte, es decir, que tenga mayor energía reticular U.

▪ Presentará mayor solubilidad aquella sustancia que forme una red cristalina más débil, es decir, que tenga menor energía reticular U.

a) Falso. En el caso de KBr y NaCl y suponiendo que ambas sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son las mismas para ambos, +1 y –1.

- Respecto al tamaño de los iones, $r_{K^+} > r_{Na^+}$ y $r_{Br^-} > r_{Cl^-}$, ya que potasio y bromo tienen una capa electrónica más que sodio y cloro, respectivamente.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{NaCl} > U_{KBr}$, por lo que, $T_{fus\ (NaCl)} > T_{fus\ (KBr)}$.

b) **Verdadero**. En el caso de KBr y NaBr y suponiendo que ambas sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son las mismas para ambos, +1 y –1.
- Respecto al tamaño de los iones, $r_{K^+} > r_{Na^+}$, ya que, el potasio tiene una capa electrónica más que el sodio.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{NaBr} > U_{KBr}$, por lo que la dureza del NaBr es mayor que la del KBr.

c) Falso. En el caso de NaCl y CsCl y suponiendo que ambas sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son las mismas para ambos, +1 y –1.
- Respecto al tamaño de los iones, $r_{Cs^+} > r_{Na^+}$, ya que el cesio tiene más capas electrónicas que el sodio.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{NaCl} > U_{CsCl}$, por lo que la solubilidad del CsCl es mayor que la del NaCl.

d) **Verdadero**. En el caso de MgO y Na_2O y suponiendo que ambas sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son para MgO (+2 y –2) y para Na_2O (+1 y –2).
- Respecto al tamaño de los iones, $r_{Na^+} > r_{Mg^{2+}}$ ya que el magnesio ha perdido más electrones.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{MgO} > U_{Na_2O}$, por lo que, $T_{fus\ (MgO)} > T_{fus\ (Na_2O)}$.

Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

CsCl (–659) < KBr (–691) < NaBr (–754) < NaCl (–790) > Na_2O (–2.478) < MgO (–3.791)

Las respuestas correctas son **b** y **d**.

8.3. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre las sustancias iónicas en estado sólido es correcta?
a) Conducen muy bien la corriente eléctrica.
b) Son dúctiles y maleables.
c) Se cargan fácilmente al frotarlas.
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2012) (O.Q.L. La Rioja 2019)

Las características principales de las sustancias iónicas en estado sólido son:

- Elevados puntos de fusión y de ebullición debido a las intensas fuerzas de atracción existentes entre los iones.
- Elevada dureza debido a la gran cantidad de enlaces que hay que romper para rayar los cristales, esta dureza aumenta con la energía reticular.
- Frágiles, es decir, se rompen fácilmente cuando se pretende deformarlos. La razón estriba en que aparecen fuerzas repulsivas al enfrentarse iones del mismo signo en las pequeñas dislocaciones.
- Rígidos, ofrecen poca dilatación debido a la intensidad de las fuerzas atractivas.
- Malos conductores de la corriente eléctrica, ya que los electrones se encuentran fuertemente sujetos por los iones y estos se encuentran fijos en puntos de la red.
- Elevada solubilidad en agua, ya que las fuerzas de atracción regidas por la ley de Coulomb (1785) se hacen mucho más débiles en agua debido al elevado valor de la constante dieléctrica del agua ($\varepsilon = 80\ \varepsilon_0$).

La respuesta correcta es la **d**.

8.4. La formación de cloruro de sodio es una reacción exotérmica. Tres de las etapas sucesivas de su ciclo de Born-Haber son las siguientes:

1) $Na(s) \rightarrow Na(g)$
2) $Na(g) \rightarrow Na^+(g) + e^-$
3) $Na^+(g) + Cl^-(g) \rightarrow Na^+ Cl^-(s)$

¿En cuál o en cuáles se libera energía?
a) 1
b) 2
c) 3
d) 1 y 3
e) En todas.

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012) (O.Q.L. Castilla y León 2012) (O.Q.L. Cantabria 2018) (O.Q.L. Castilla y León 2019)

▪ La etapa 1 corresponde a la sublimación del sodio, un proceso endotérmico, ya que se debe absorber energía para romper los enlaces que mantienen unidos a los átomos de sodio en la red metálica.

▪ La etapa 2 corresponde a la ionización del sodio, un proceso endotérmico, ya que se debe absorber energía para arrancar el electrón más externo del átomo.

▪ La etapa 3 corresponde a la formación de la red de cloruro de sodio y la energía asociada a la misma es la energía reticular, un proceso exotérmico, ya que es la energía que se desprende cuando se forma un mol de sustancia cristalina iónica a partir de los correspondientes iones en estado gaseoso.

La respuesta correcta es la **c**.

8.5. De las siguientes afirmaciones, indique la que debe considerarse totalmente correcta:
a) La energía reticular de un compuesto iónico es independiente de la carga de los iones que lo forman.
b) Los sólidos iónicos subliman con facilidad y son muy solubles en agua.
c) Los compuestos iónicos son conductores en cualquier estado físico.
d) Las temperaturas de fusión y de ebullición de los compuestos iónicos son altas o muy altas.
e) Los compuestos iónicos son dúctiles y maleables.

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Murcia 2005)

a) Falso. La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot 10^{-4}\,\frac{Q^+ \cdot Q^-}{d}\,A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

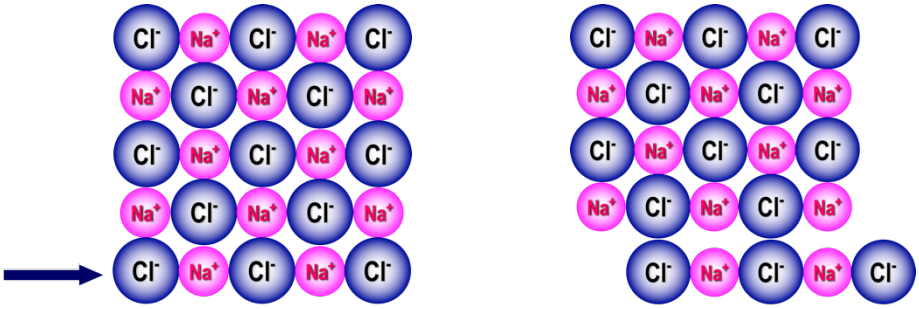
b) Falso. Las elevadas energías reticulares de los sólidos iónicos determinan que resulte muy difícil romper las redes cristalinas, por lo que estos tienen elevadas temperaturas de fusión y ebullición.

Los sólidos iónicos son muy solubles en agua. Esto se debe a que las fuerzas de atracción regidas por la ley de Coulomb (1785) que mantienen unidos a los iones que forman la red cristalina se hacen mucho más pequeñas en agua debido al valor elevado de la constante dieléctrica que tiene esta ($\varepsilon = 80\ \varepsilon_0$).

c) Falso. Los compuestos iónicos no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Solo presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones, lo que permite el paso de los electrones a través de los mismos.

d) **Verdadero**. Las elevadas energías reticulares de los compuestos iónicos determinan que resulte muy difícil romper las redes cristalinas, por lo que tienen elevadas temperaturas de fusión y ebullición.

e) Falso. Los compuestos iónicos no son dúctiles y maleables. Todo lo contrario, son frágiles, ya que una fuerza aplicada sobre la red cristalina produce una dislocación en la misma que enfrenta iones del mismo signo lo que provoca repulsión entre ellos y, con ello, la fractura del cristal.



La respuesta correcta es la **d**.

8.6. Utilizando el ciclo de Born-Haber, unos alumnos resuelven el siguiente problema:
A partir de los datos de la tabla, a 25 °C, determinan la energía reticular, *U*, de un compuesto AX(s), donde X representa un halógeno y A un alcalino:

Energía	Valor absoluto (kcal mol^{-1})
Entalpía de formación de AX(s)	150,0
Energía de ionización de A(g)	95,9
Afinidad electrónica de X(g)	90,7
Energía de disociación de X_2(g)	57,6
Energía de sublimación de A(s)	20,6

Cinco alumnos dan cinco respuestas, pero solo una es correcta. Justifique cuál:
a) $U = 150{,}0 - 20{,}6 + 95{,}9 - 57{,}6 - 90{,}7 = 77{,}0$ kcal mol^{-1}
b) $U = -150{,}0 - (20{,}6 + 95{,}9 + 57{,}6 - 90{,}7) = -233$ kcal mol^{-1}
c) $U = -150{,}0 - (20{,}6 + 95{,}9 + 28{,}8 - 90{,}7) = -205$ kcal mol^{-1}
d) $U = -150{,}0 - (20{,}6 + 95{,}9 + 28{,}8 + 90{,}7) = -385$ kcal mol^{-1}
e) $U = -150{,}0 - (-20{,}6 + 95{,}9 + 28{,}8 - 90{,}7) = -163$ kcal mol^{-1}

(Valencia 1999)

▪ Respecto al signo de las energías implicadas en el proceso cabe decir que:

energía de ionización de A (E_i)
energía de disociación de X_2 (E_D)
energía de sublimación de A ($\Delta_s H$)
$\rightarrow E > 0$ (endotérmicos)

afinidad electrónica de X (E_{ea})
entalpía de formación de AX ($\Delta_f H$)
$\rightarrow E < 0$ (exotérmicos)

▪ Respecto a la energía de disociación de X_2 (E_D), según la estequiometría del proceso, el valor a utilizar es la mitad del valor dado.

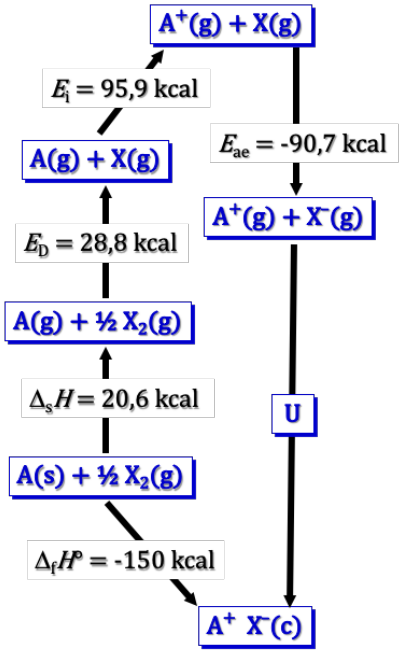
▪ El ciclo de Born-Haber (1919) permite calcular la energía reticular de una sustancia con enlace iónico como AX. De acuerdo con la ley de Hess (1840) se puede escribir:

$$\Delta_f H = \Delta_s H + E_D + E_i + E_{ea} + U$$

Despejando U y sustituyendo:

$$U = -150{,}0 - (20{,}6 + 95{,}9 + 28{,}8 - 90{,}7) = -205 \text{ kcal mol}^{-1}$$

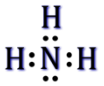
La respuesta correcta es la c.

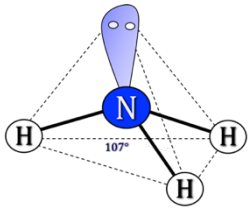


8.7. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?
a) La molécula de amoníaco es plana.
b) En la molécula de CS_2 hay dos dobles enlaces.
c) La temperatura de fusión del cloro es mayor que la del cloruro de sodio.
d) Los compuestos iónicos no conducen la corriente eléctrica en estado líquido.

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Baleares 2007) (O.Q.L. Málaga 2018)

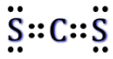
a) Falso. La estructura de Lewis de la molécula es:





De acuerdo con la notación del modelo RPECV el NH_3es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

b) **Verdadero**. La estructura de Lewis de la molécula de CS_2 muestra que existen enlaces dobles entre el átomo de carbono y los átomos de azufre.



c) Falso. La molécula de Cl_2 tiene enlace covalente no polar y presenta fuerzas intermoleculares del tipo de dispersión de London, que son más intensas en las especies con gran volumen atómico y elevada masa molecular, factores que hacen estas sustancias sean más polarizables. En este caso, estas fuerzas son de poca intensidad debido al pequeño tamaño del cloro (99 pm), por lo que esta sustancia es gaseosa a temperatura ambiente y tiene baja temperatura de fusión (160 K).

El NaCl es una sustancia que tiene enlace iónico y forma redes cristalinas en las que los iones se mantienen fuertemente unidos mediante intensas fuerzas culombianas. Por este motivo, estas sustancias son sólidas a temperatura ambiente y tienen una elevada temperatura de fusión (1.074 K).

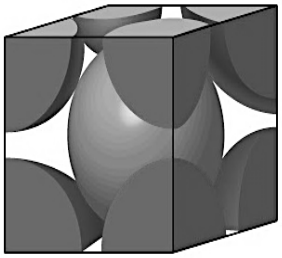
d) Falso. Los compuestos iónicos forman redes cristalinas y a temperatura ambiente son sólidos. Esto determina que no conduzcan la corriente eléctrica porque todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces iónicos. Una vez rota la red al aumentar la temperatura, los iones quedan libres y permiten el paso de los electrones a través de ellos, luego en estado líquido sí conducen la corriente eléctrica.

La respuesta correcta es la **b**.

8.8. De las siguientes afirmaciones sobre el CsCl(s), un sólido iónico, solo una es cierta:
a) La unión CsCl es covalente.
b) En estado sólido, su red está formada por iones y es un buen conductor de la corriente eléctrica.
c) Presenta bajos puntos de fusión y ebullición.
d) Es frágil.
e) Como el catión es pequeño y el anión grande su índice de coordinación es pequeño.
f) Las moléculas se unen y forman una red por medio de fuerzas de van der Waals.
g) Ninguna de las otras propuestas es válida.

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. Cantabria 20015) (O.Q.L. País Vasco 2015)

El CsCl es una sustancia con enlace predominantemente iónico. Entre las características principales de las sustancias iónicas en estado sólido se encuentran:



▪ Elevados puntos de fusión y de ebullición debido a las intensas fuerzas de atracción existentes entre los iones.

▪ Frágiles, es decir, se rompen fácilmente cuando se pretende deformarlos. La razón estriba en que aparecen fuerzas repulsivas al enfrentarse iones del mismo signo en las pequeñas dislocaciones.

▪ Malos conductores de la corriente eléctrica, ya que los electrones se encuentran fuertemente sujetos por los iones y estos se encuentran fijos en puntos de la red.

▪ Tanto el catión Cs^+ como el anión Cl^- tienen tamaños similares, 169 y 181 pm, respectivamente, por lo que se empaquetan muy bien y el índice de coordinación es elevado, 8:8.

▪ No forman moléculas.

La respuesta correcta es la **d**.

8.9. Solo uno de los siguientes conceptos es falso:
a) Cuando dos iones de signo contrario se aproximan la energía potencial del sistema disminuye; el proceso de agregación continúa hasta formar el sólido iónico, cuando los iones se colocan a distancia mínima la energía potencial alcanzará su valor mínimo y se llama energía reticular.
b) La energía reticular es la energía que se desprende cuando los iones en estado gaseoso se unen para formar un sólido iónico.
c) Índice de coordinación es el número de iones de un signo que rodea a otro ion de signo contrario.
d) Al aumentar la distancia entre iones la energía reticular aumenta.

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

a-b) Verdadero. La energía de enlace, reticular en los sólidos iónicos, es aquella que se desprende cuando se forma un mol de sustancia a partir de los iones en estado gaseoso. Para que esto ocurra, los iones deben situarse en la red a una distancia mínima llamada distancia de enlace o interiónica, momento en el que se registra un mínimo de energía potencial en el sistema.

Existen varios modelos matemáticos para evaluar la energía reticular de una sustancia. Uno de ellos se debe a Born-Mayer (1932):

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

En la expresión se puede ver que la energía reticular es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos.

c) Verdadero. El índice de coordinación de un compuesto iónico se define como el número máximo de iones que rodean a otro de carga opuesta.

d) Falso. Según se ha justificado en el apartado a).

La respuesta correcta es la **d**.

8.10. Si se entendiese por energía reticular la correspondiente al proceso endotérmico:
$MX(s) \rightarrow M^+(g) + X^-(g)$
¿En cuál de los siguientes conjuntos de sustancias están los tres compuestos ordenados de menor a mayor energía reticular?
a) NaF NaCl NaBr
b) LiCl NaCl KCl
c) LiI RbBr RbI
d) CsF CsCl CsBr
e) LiBr LiCl LiF

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Murcia 2014) (O.Q.L. Granada 2018)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

Suponiendo que todos los compuestos dados tienen el mismo valor de las constantes y teniendo en cuenta que todos los iones implicados tienen la misma carga, el valor de la energía reticular solo depende del valor de d, es decir de los tamaños de iones, que cuanto menor sea, mayor es el valor de la energía reticular, U.

a) Falso. El orden de energías reticulares propuesto: NaF, NaCl, NaBr es decreciente, ya que el ion fluoruro es el de menor tamaño (tiene dos capas electrónicas), mientras que el ion bromuro es el de mayor tamaño (tiene cuatro capas electrónicas).

Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

NaF (–930) > NaCl (–790) > NaBr (–754)

b) Falso. El orden de energías reticulares propuesto: LiCl, NaCl, KCl es decreciente, ya que el ion litio es el de menor tamaño (tiene dos capas electrónicas), mientras que el ion potasio es el de mayor tamaño (tiene cuatro capas electrónicas).

Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

LiCl (–864) > NaCl (–790) > KCl (–720)

c) Falso. El orden de energías reticulares propuesto: LiI, RbBr, RbI es decreciente, ya que en el caso de las sales de rubidio, ion bromuro es de menor tamaño (tiene cuatro capas electrónicas) que el ion yoduro (tiene cinco capas electrónicas).

En el caso de las sales de yodo, ion litio es de menor tamaño (tiene dos capas electrónicas) que el ion rubidio (tiene cinco capas electrónicas).

Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

LiI (–764) > RbBr (–668) > RbI (–632)

d) Falso. El orden de energías reticulares propuesto: CsF, CsCl, CsBr es decreciente, ya que el ion fluoruro es el de menor tamaño (tiene dos capas electrónicas), mientras que el ion bromuro es el de mayor tamaño (tiene cuatro capas electrónicas).

Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

CsF (–759) > CsCl (–659) > CsBr (–647)

e) **Verdadero**. El orden de energías reticulares propuesto: LiBr, LiCl, LiF es creciente, ya que el ion fluoruro es el de menor tamaño (tiene dos capas electrónicas), mientras que el ion bromuro es el de mayor tamaño (tiene cuatro capas electrónicas).

Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

LiBr (–820) < LiCl (–864) < LiF (–1.049)

La respuesta correcta es la **e**.

8.11. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) Los compuestos iónicos son sólidos cristalinos, de alto punto de fusión y ebullición y siempre conductores de la electricidad.
b) El enlace covalente no es muy fuerte, razón por la que el oxígeno, en su estado natural, es un gas.
c) Todos los metales son sólidos y tienen brillo.
d) Los compuestos iónicos se forman a partir de átomos de elementos con muy diferente electronegatividad.

(O.Q.L. Murcia 2000)

a) Falso. Los compuestos iónicos en estado sólido no conducen la electricidad.

b) Falso. El enlace covalente es fuerte. El que el O_2 sea un gas a temperatura ambiente se debe a la poca intensidad de las fuerzas intermoleculares que mantienen unidas a sus moléculas.

c) Falso. El brillo es una propiedad característica de los metales debida a su opacidad, sin embargo, no todos los metales son sólidos, el mercurio es líquido a temperatura ambiente y el cesio y el galio también lo son a una temperatura ligeramente superior, 301,6 K y 302,9 K, respectivamente.

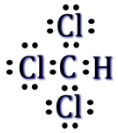
d) **Verdadero**. Por lo general, el enlace iónico tiene lugar entre elementos de muy diferente electronegatividad. Los metales son poco electronegativos y con gran tendencia a ceder electrones y formar cationes, mientras que los no metales son poco electronegativos y con gran tendencia a captar electrones y formar aniones.

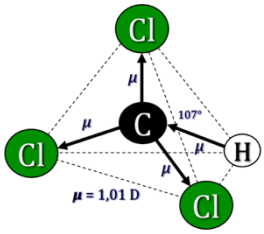
La respuesta correcta es la **d**.

8.12. Indique cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones no son verdaderas:
1) La molécula de triclorometano es polar.
2) El cloruro de potasio es más soluble que el cloruro de sodio.
3) El cloruro de sodio sólido conduce la electricidad por ser iónico.
4) El punto de fusión del cloruro de litio es mayor que el del cloruro de potasio.
a) 1
b) 1 y 3
c) 2 y 3
d) 3 y 4

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

1) Verdadero. La estructura de Lewis de la molécula de triclorometano o cloroformo es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $CHCl_3$ es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) y el carbono ($\chi = 2{,}55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esta geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}01$ D) y la molécula es polar.

2) Verdadero. La solubilidad de un compuesto cristalino iónico en agua depende del valor de su energía reticular de este, cuanto menor energía reticular mayor es la solubilidad.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\,\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}) \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

En el caso de KCl y NaCl y suponiendo que ambas sustancias tienen igual valor de *A* ya que ambos cloruros cristalizan en retículo cúbico centrado en las caras:

- Las cargas son las mismas para ambas sustancias (+1 y –1).

- Respecto al tamaño de los cationes, $r_{K^+} > r_{Na^+}$, ya que el potasio tiene una capa electrónica más que el sodio.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{NaCl} > U_{KCl}$, por lo que la solubilidad del KCl es mayor que la del NaCl.

3) **Falso**. El cloruro de sodio forma una red cristalina iónica sólida a temperatura ambiente en la que los iones ocupan posiciones fijas. Esta falta de movilidad hace que sea imposible la conducción eléctrica. Al elevar la temperatura o disolverlo en agua, se rompe la red cristalina y los iones adquieren movilidad que sí permite la conducción.

4) **Falso**. El punto de fusión de un compuesto cristalino iónico depende del valor de su energía reticular; cuanto mayor es esta, mayor es el punto de fusión.

En el caso de LiCl y KCl las constantes no son idénticas ya que ambos cloruros no cristalizan con el mismo retículo cúbico. Además, el tamaño del Li^+ es menor que el del K^+ debido a que el primero tiene una capa menos de electrones, por este motivo, $U_{LiCl} > U_{KCl}$, por lo que, $T_{fus\ (LiCl)} > T_{fus\ (KCl)}$.

Sin embargo, consultando la bibliografía, los valores de los puntos de fusión (K) encontrados son LiCl (883) y KCl (1.044). Esta anomalía se debe a que cuanto mayor es la carga del catión y menor es su tamaño, es tanto más polarizante o deformador y polariza o deforma al anión, que es tanto más deformable o polarizable cuanto mayor es su tamaño y mayor es su carga. Por esta causa, se producen transiciones desde el enlace iónico hacia compuestos moleculares (compartición de cargas) y, por tanto, disminuye su carácter iónico y, como consecuencia, disminuyen los puntos de fusión.

La respuesta correcta es la **d**.

8.13. Un cierto cristal no conduce la electricidad en estado sólido, pero sí en estado fundido y también en disolución acuosa. Es duro, brillante y funde a temperatura elevada. El tipo de cristal es:
a) Cristal molecular
b) Cristal de red covalente
c) Cristal metálico
d) Cristal iónico
e) No se da suficiente información.

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Sevilla 2002) (O.Q.L. Sevilla 2003) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. País Vasco 2006) (O.Q.L. Murcia 2011)

- Que sea duro y que funda a temperatura elevada descarta al cristal molecular.
- Que conduzca la electricidad fundido descarta al cristal de red covalente.
- Que conduzca la electricidad en disolución acuosa descarta al cristal metálico.

Resumiendo lo anterior en forma de tabla:

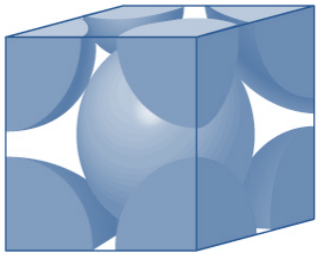
	Cristal molecular	Cristal red covalente	Cristal metálico	Cristal iónico
Conductor de electricidad en estado sólido	×	✓	✓	×
Conductor de electricidad fundido	×	×	✓	✓
Conductor de electricidad en disolución acuosa	×	×	×	✓
Duro	×	✓	✓	✓
Brillante	✓	✓	✓	✓
Temperatura de fusión elevada	×	✓	✓	✓

La sustancia que cumple las propiedades propuestas es el cristal iónico.

La respuesta correcta es la **d**.

8.14. El cloruro de cesio cristaliza en una red cúbica centrada en el cuerpo. El número de coordinación, es decir, el número de iones más próximos, que están en contacto alrededor de cada ion en la red es:
a) 2
b) 4
c) 6
d) 8
e) 12
f) 10

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Galicia 2014) (O.Q.L. Murcia 2019)



El índice de coordinación en un cristal iónico se define como el número máximo de iones que rodean a otro de carga opuesta.

En una red iónica con estructura centrada en el cuerpo un catión colocado en el centro de un cubo se encuentra rodeado por ocho aniones colocados en los vértices del cubo.

El índice de coordinación en la red de cloruro de cesio es 8:8.

La respuesta correcta es la **d**.

8.15. Dadas las siguientes afirmaciones:
1) El compuesto químico NaCl es 100 % iónico.
2) Cuanto mayor es el radio del anión más se polariza por el efecto del catión.
3) El catión Na^+ polariza más que el Be^{2+} al anión Cl^-.
4) Para compuestos químicos análogos, al aumentar el carácter covalente disminuye la temperatura de fusión.
La propuesta correcta es:
a) 1 y 3
b) 1 y 4
c) 2 y 4
d) 2 y 3

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2003)

1) Falso. De acuerdo con la propuesta de Pauling, el porcentaje de carácter iónico de una sustancia está relacionado con la diferencia de electronegatividad existente entre los elementos que se enlazan. Esta diferencia no es máxima en el NaCl, por lo que no es posible que dicho porcentaje sea del 100 %.

Las reglas de Fajans (1923) permiten determinar de forma aproximada el carácter covalente de un enlace iónico. Para ello, relacionan el carácter covalente de un enlace con la polarización de los electrones del anión.

2) **Verdadero**. Los aniones grandes y de carga elevada son blandos, es decir, muy polarizables.

3) Falso. Los cationes pequeños y de carga elevada son los más polarizantes.

4) **Verdadero**. Es necesario tener en cuenta la presencia de fuerzas intermoleculares de dispersión de London, tal como ocurre, por ejemplo, en los compuestos CF_4 y CCl_4:

Compuesto	$\Delta\chi$	T_{fus} (K)
CF_4	3,98 – 3,16 = 0,82	89,4
CCl_4	3,16 – 2,55 = 1,59	250,2

El porcentaje de carácter covalente es mayor en el CF_4, ya que presenta menor diferencia de electronegatividad y su temperatura de fusión es menor.

La respuesta correcta es la **c**.

8.16. La constante de Madelung, en la ecuación de la U_0, es un factor que está relacionado con:
1) Las cargas
2) La distancia entre los iones
3) La relación de radios r_c / r_a
4) El índice de coordinación
Se considera correcta la propuesta:
a) 3 y 4
b) 1
c) 1, 2 y 3
d) 2, 3 y 4

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

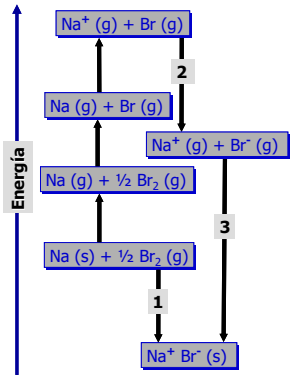
$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}) \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

La constante de Madelung, A, depende de la estequiometría de la sustancia, es decir, de la relación r_c / r_a, de la distancia entre iones y del índice de coordinación existente en la red cristalina.

La respuesta correcta es la d.

8.17. En la figura adjunta se representa el diagrama entálpico del ciclo de Born-Haber para la formación del bromuro de sodio. ¿Qué etapa o etapas determina(n) la entalpía o energía reticular?
a) 1
b) 2
c) 3
d) 2+3

(O.Q.L. Murcia 2002)



▪ La etapa 1 corresponde a la entalpía de formación del NaBr(s), un proceso exotérmico, ya que se forma un mol de sustancia a partir de los elementos que la integran en condiciones estándar.

▪ La etapa 2 corresponde a la afinidad electrónica del Br(g), un proceso exotérmico, ya que se libera energía cuando un átomo de bromo gaseoso capta un electrón.

▪ La etapa 3 corresponde a la formación de la red de NaBr(s) y la energía asociada a la misma es la energía reticular, un proceso exotérmico, ya que es la energía que se desprende cuando se forma un mol de sustancia cristalina iónica a partir de los correspondientes iones en estado gaseoso.

La respuesta correcta es la **c**.

8.18. ¿Qué compuesto en fase líquida será mejor disolvente de un cristal iónico?
a) HF
b) BF_3
c) SF_6
d) CO_2
e) HCl
f) PCl_5

(O.Q.L. Baleares 2004) (O.Q.L. Baleares 2005)

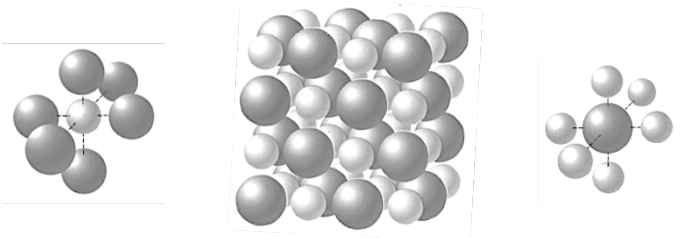
Los cristales iónicos presentan elevada solubilidad en disolventes muy polares, ya que las fuerzas de atracción regidas por la ley de Coulomb se hacen más menores en ellos debido al elevado valor de la constante dieléctrica, como ocurre con HF ($\varepsilon = 14\ \varepsilon_0$) y HCl ($\varepsilon = 12\ \varepsilon_0$).

Las respuestas correctas son **a** y **e**.

8.19. ¿Cuántos iones de un signo son los más próximos a otro de carga contraria en una red cristalina cúbica centrada en las caras?
a) 4
b) 6
c) 8
d) 12

(O.Q.L. Murcia 2004)

Según se observa en la imagen, en una red cúbica centrada en las caras cada ion se rodea de otros 6 de carga opuesta, por lo que el índice de coordinación que presenta este tipo de estructura cristalina es 6:6.



La respuesta correcta es la **b**.

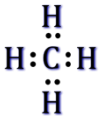
8.20. Dadas las siguientes especies: HF, Cl_2, CH_4, I_2, KBr, identifique:
i) Gas covalente formado por moléculas tetraédricas.
ii) Sustancia con enlaces de hidrógeno.
iii) Sólido soluble en agua que, fundido, conduce la corriente eléctrica.
a) i) CH_4 ii) HF iii) I_2
b) i) HF ii) CH_4 iii) Cl_2
c) i) CH_4 ii) HF iii) KBr
d) i) CH_4 ii) HF iii) Cl_2

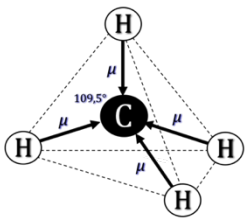
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

▪ HF es una sustancia que tiene enlace covalente polar que presenta enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares.

▪ KBr es una sustancia que tiene enlace iónico y forma redes cristalinas iónicas. Este tipo de sustancia es sólida a temperatura ambiente, muy soluble en agua y fundida conduce la corriente eléctrica.

▪ CH_4. La estructura de Lewis de la molécula es:





De acuerdo con la notación del modelo RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el carbono ($\chi = 2{,}55$) es más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esta geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

Presenta enlace intermolecular del tipo fuerzas de dispersión de London que son poco intensas debido a que se trata de una sustancia con pequeño volumen atómico y baja masa molecular, lo que determina que el CH_4 sea un gas a temperatura de ambiente.

▪ Cl_2 e I_2 son sustancias que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son las fuerzas de dispersión de London, que serán mucho más intensas en el I_2 debido a que es una sustancia con gran volumen atómico y elevada masa molecular, lo que determina que el Cl_2 sea gas a temperatura de ambiente y el I_2 sólido.

La respuesta correcta es la **c**.

8.21. Indique la frase incorrecta:
a) En un periodo de la tabla periódica, la electronegatividad de los elementos aumenta de izquierda a derecha, siendo máxima en los halógenos y en cada grupo disminuye a medida que se desciende.
b) El radio de un catión es menor que el de su correspondiente átomo neutro.
c) Los compuestos iónicos son muy solubles en disolventes polares.
d) Las representaciones de Lewis explican la estructura geométrica de la molécula.

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. Málaga 2018)

a) Correcto. La electronegatividad, χ, mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización y de la afinidad electrónica de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor del número cuántico principal n

- periodo al aumentar el valor del número atómico.

b) Correcto. Al disminuir el número de electrones disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por tanto, el radio del catión es menor que el del átomo del que procede.

c) Correcto. Los compuestos iónicos presentan elevada solubilidad en los disolventes muy polares, ya que las fuerzas de atracción regidas por la ley de Coulomb se hacen mucho más pequeñas en ellos debido a que su constante dieléctrica tiene un valor elevado, por ejemplo, para el agua, $\varepsilon = 80\ \varepsilon_0$.

d) **Incorrecto**. Las representaciones de Lewis solo indican el número y tipo de pares de electrones que rodean a cada átomo dentro de una especie química. Para conocer la geometría es preciso aplicar el modelo de repulsiones de pares de electrones de la capa de valencia (RPECV).

La respuesta correcta es la **d**.

8.22. Entre las siguientes sustancias, CaO, CO_2, SiO_2 y O_2, ¿cuántas forman una red iónica?
a) Una
b) Dos
c) Tres
d) Cuatro

(O.Q.L. Baleares 2005)

▪ CaO es una sustancia que tiene enlace iónico y forma una red cristalina iónica sólida a temperatura ambiente.

▪ CO_2 e O_2 son sustancias que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son las fuerzas de dispersión de London, que son muy débiles en ambos debido a su pequeño volumen atómico y baja masa molecular, lo que determina que sean sustancias moleculares gaseosas a temperatura de ambiente.

▪ SiO_2 es una sustancia en la que cada átomo de silicio se une mediante un fuerte enlace covalente a cuatro átomos de oxígeno formando una red covalente sólida a temperatura ambiente.

La respuesta correcta es la **a**.

8.23. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones referidas al cloruro de cesio son verdaderas o falsas?
i) Presenta puntos de fusión y ebullición relativamente bajos.
ii) Su red está constituida por iones y en estado sólido es un buen conductor de la electricidad.
iii) Las moléculas de CsCl están unidas entre sí por fuerzas de van der Waals.

a) i) falsa ii) verdadera iii) falsa
b) i) verdadera ii) falsa iii) falsa
c) i) falsa ii) verdadera iii) verdadera
d) i) falsa ii) falsa iii) falsa

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

El CsCl es una sustancia con enlace predominantemente iónico por lo que forma no moléculas. Entre las características principales de las sustancias iónicas en estado sólido se encuentran:

i) Falso. Presenta elevados puntos de fusión y de ebullición debido a las intensas fuerzas de atracción existentes entre los iones.

ii) Falso. En estado sólido es un mal conductor de la corriente eléctrica, ya que los electrones se encuentran fuertemente sujetos por los iones y estos se encuentran fijos en puntos de la red.

iii) Falso. Una sustancia que presenta enlace iónico no puede tener fuerzas de van der Waals.

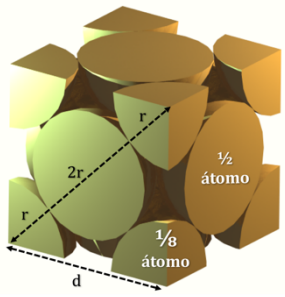
La respuesta correcta es la **d**.

8.24. El níquel cristaliza en una red cúbica centrada en las caras y su densidad es 8,94 g cm^{-3} a 20 °C. ¿Cuál es la longitud de la arista de la celda unidad?
a) 340 pm
b) 352 pm
c) 372 pm
d) 361 pm
e) 392 pm

(O.Q.N. Vigo 2006)

Según se deduce de la figura, una red cúbica centrada en las caras contiene 4 átomos:

$$\frac{1}{8}\cdot 8\ \text{átomos (vértice)} + \frac{1}{2}\cdot 6\ \text{átomos (cara)} = 4\ \text{átomos}$$



Relacionando masa, átomos y densidad del metal se obtiene volumen de la celda unidad:

$$\frac{58{,}71\ \text{g}}{\text{mol}}\cdot\frac{1\ \text{mol}}{6{,}022\cdot 10^{23}\ \text{átomos}}\cdot\frac{4\ \text{átomos}}{\text{cubo}}\cdot\frac{1\ \text{cm}^3}{8{,}94\ \text{g}} = 6{,}757\cdot 10^{-23}\ \frac{\text{cm}^3}{\text{cubo}}$$

A partir del volumen se puede obtener la arista del cubo d:

$$d = \sqrt[3]{6{,}757\cdot 10^{-23}\ \text{cm}^3} = 3{,}52\cdot 10^{-8}\ \text{cm}\cdot\frac{1\ \text{m}}{10^2\ \text{cm}}\cdot\frac{10^{12}\ \text{pm}}{1\ \text{m}} = 352\ \text{pm}$$

La respuesta correcta es la **b**.

8.25. Clasifique las siguientes sustancias iónicas en orden creciente de energía de red: $MgCl_2$, $CaCl_2$, MgF_2.
a) $MgCl_2 < MgF_2 < CaCl_2$
b) $MgCl_2 < CaCl_2 < MgF_2$
c) $CaCl_2 < MgCl_2 < MgF_2$
d) $CaCl_2 < MgF_2 < MgCl_2$
e) $MgF_2 < CaCl_2 < MgCl_2$

(O.Q.N. Vigo 2006)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}) \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

En el caso de $MgCl_2$, $CaCl_2$, MgF_2 y suponiendo que todas las sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son las mismas para las tres sustancias, +2 y –1.
- Respecto al tamaños de los iones, $r_{Ca^{2+}} > r_{Mg^{2+}}$ y $r_{Cl^-} > r_{F^-}$, ya que calcio y cloro tienen una capa electrónica más que magnesio y flúor, respectivamente.

De acuerdo con lo expuesto, el orden creciente correcto de la energía de red es:

$U_{CaCl_2} < U_{MgCl_2} < U_{MgF_2}$.

Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

$CaCl_2$ (–2.223) < $MgCl_2$ (–2.526) < MgF_2 (–2.957)

La respuesta correcta es la **c**.

8.26. A partir de la siguiente tabla de entalpías de reacción, calcule la energía de red del KF(s), definida en el sentido de formación del retículo cristalino:

K(s) + ½ F_2(g) → KF(s)	**ΔH = –563 kJ mol^{-1}**
K(s) → K(g)	**ΔH = 89,0 kJ mol^{-1}**
K(g) → K^+(g) + e^-	**ΔH = 419 kJ mol^{-1}**
F_2(g) → 2 F(g)	**ΔH = 160 kJ mol^{-1}**
F(g) + e^- → F^-(g)	**ΔH = –333 kJ mol^{-1}**

a) 818 kJ mol^{-1}
b) –818 kJ mol^{-1}
c) 898 kJ mol^{-1}
d) –898 kJ mol^{-1}
e) –228 kJ mol^{-1}

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Sevilla 2010) (O.Q.N. Sevilla 2010)

La ecuación termoquímica correspondiente a la energía reticular del KF(s) es:

$K^+(g) + F^-(g) \rightarrow KF(s)$

De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones termoquímicas dadas se pueden reescribir como:

K(s) + ½ F_2(g) → KF(s)	ΔH = –563 kJ mol^{-1}
K(g) → K(s)	ΔH = –89,0 kJ mol^{-1}
K^+(g) + e^- → K(g)	ΔH = –419 kJ mol^{-1}
F(g) → ½ F_2(g)	ΔH = –½·(160) kJ mol^{-1}
F^-(g) → F(g) + e^-	ΔH = 333 kJ mol^{-1}

Sumando todas las ecuaciones se obtiene el valor de la energía de red del KF(s):

$K^+(g) + F^-(g) \rightarrow KF(s)$ $\quad \Delta H = -818 \text{ kJ mol}^{-1}$

La respuesta correcta es la **b**.

8.27. Solo una de las afirmaciones siguientes es cierta:
a) El anión bromuro tiene un radio menor que el del átomo de bromo.
b) Un compuesto químico iónico tiene grandes posibilidades de ser soluble en agua.
c) El agua es líquida porque se trata de un compuesto químico covalente.
d) La unión entre dos átomos de sodio es de tipo covalente.

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

a) Falso. El ion bromuro, Br^-, tiene un electrón mas que el átomo de bromo. Al aumentar el número de electrones aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por tanto, el radio del anión bromuro es mayor que el del átomo de bromo.

b) **Cierto**. Los compuestos iónicos presentan elevada solubilidad en agua ya que las fuerzas de atracción regidas por la ley de Coulomb se hacen mucho más pequeñas en agua debido a que la constante dieléctrica del agua tiene un valor elevado ($\varepsilon = 80\ \varepsilon_0$).

c) Falso. El agua es líquida debido a la existencia de enlaces de hidrógeno entre las moléculas de agua.

d) Falso. El sodio tiene un único electrón en la capa de valencia, por lo que mediante la unión covalente de dos átomos de sodio ninguno de ellos consigue completar su octeto.

La respuesta correcta es la **b**.

8.28. El cesio está a la izquierda en la tabla periódica y el cloro a la derecha, lo que implica que sea falso:
a) El cloruro de cesio es un sólido iónico.
b) El cloro del cloruro de cesio es un anión.
c) El radio del cesio del compuesto y el del cesio como elemento químico son diferentes.
d) La temperatura de fusión del compuesto químico ha de ser baja.

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

a) Verdadero. El CsCl es una sustancia con enlace predominantemente iónico que forma redes iónicas sólidas a temperatura ambiente.

b) Verdadero. El cloro que forma el compuesto es el anión cloruro, Cl^-.

c) Verdadero. El cesio que forma el compuesto es el ion Cs^+ que, por ser un catión, tiene un radio mucho menor que el del átomo del que procede.

d) **Falso**. El CsCl presenta un elevado punto de fusión debido a las intensas fuerzas de atracción existentes entre los iones.

La respuesta correcta es la **d**.

8.29. Las siguientes reacciones están implicadas en el ciclo de Born-Haber para el NaCl. ¿Cuál o cuáles serán exotérmicas?

1) $Na(s) \rightarrow Na(g)$
2) $Cl_2(g) \rightarrow 2\ Cl(g)$
3) $Cl(g) + e^- \rightarrow Cl^-(g)$
4) $Na(g) \rightarrow Na^+(g) + e^-$
5) $Na^+(g) + Cl^-(g) \rightarrow NaCl(s)$

a) 3
b) 3 y 5
c) 2 y 3
d) 1 y 2

(O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014)

▪ La etapa 1 corresponde a la sublimación del Na(s), un proceso endotérmico, ya que se debe absorber energía para romper los enlaces que mantienen unidos a los átomos de sodio en la red metálica.

▪ La etapa 2 corresponde a la disociación de la molécula de $Cl_2(g)$, un proceso endotérmico, ya que se debe absorber energía para romper el enlace que mantiene unidos a los átomos de cloro.

▪ La etapa 3 corresponde a la afinidad electrónica del Cl(g), un proceso exotérmico, ya que se desprende energía cuando el átomo de cloro capta un electrón.

▪ La etapa 4 corresponde a la ionización del Na(g), un proceso endotérmico, ya que se debe absorber energía para arrancar el electrón más externo del átomo.

▪ La etapa 5 corresponde a la formación de la red de NaCl(s) y la energía asociada a la misma es la energía reticular, un proceso exotérmico, ya que es la energía que se desprende cuando se forma un mol de sustancia cristalina iónica a partir de los correspondientes iones en estado gaseoso.

La respuesta correcta es la **b**.

8.30. Los compuestos iónicos:
a) Son muy volátiles a temperatura ambiente.
b) Son buenos conductores de la corriente eléctrica a temperatura ambiente.
c) Tienen un punto de fusión elevado.
d) Son poco solubles en disolventes polares puros.

(O.Q.L. Baleares 2007)

a) Falso. Las elevadas energías reticulares de los compuestos iónicos determinan que resulte muy difícil romper las redes cristalinas por lo que son sólidos a temperatura ambiente y tienen elevadas temperaturas de fusión.

b) Falso. Los compuestos iónicos no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Solo presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones, lo que permite el paso de los electrones a través de los mismos.

c) **Verdadero**. Según se ha justificado en el apartado a).

d) Falso. Los compuestos iónicos son muy solubles en disolventes muy polares como el agua. Esto se debe a que las fuerzas de atracción regidas por la ley de Coulomb (1785) que mantienen unidos a los iones que forman la red cristalina se hacen más pequeñas en agua debido al elevado valor de la constante dieléctrica del disolvente polar.

La respuesta correcta es la **c**.

8.31. Los sólidos iónicos se caracterizan por:
a) Que sus disoluciones acuosas contienen moléculas.
b) Tener bajos puntos de fusión.
c) Ser buenos conductores de la corriente eléctrica tanto en estado sólido como fundido.
d) Ser duros, quebradizos y solubles en agua.

(O.Q.L. Baleares 2007)

Las características principales de los sólidos iónicos son:

▪ No forman moléculas y son muy solubles en agua. Esto se debe a que las fuerzas de atracción regidas por la ley de Coulomb (1785) que mantienen unidos a los iones que forman la red cristalina se hacen más pequeñas en agua por el elevado valor de la constante dieléctrica ($\varepsilon = 80\ \varepsilon_0$), favoreciendo la disociación en iones.

▪ Presentan elevados puntos de fusión y de ebullición debido a las intensas fuerzas de atracción existentes entre los iones.

▪ Elevada dureza debido a la gran cantidad de enlaces que hay que romper para rayar los cristales, esta dureza aumenta con la energía reticular.

▪ Son frágiles, es decir, se rompen fácilmente cuando se pretende deformarlos. La razón estriba en que aparecen fuerzas repulsivas al enfrentarse iones del mismo signo en las pequeñas dislocaciones.

▪ Son rígidos, ofrecen poca dilatación debido a la intensidad de las fuerzas atractivas.

▪ Son no conductores de la corriente eléctrica, ya que, los electrones se encuentran fuertemente sujetos por los iones y estos se encuentran fijos en puntos de la red.

La respuesta correcta es la **d**.

8.32. Ordene los siguientes sólidos iónicos según su energía reticular suponiendo que tienen el mismo valor de la constante de Madelung: 1) KBr, 2) CaO, 3) CsBr, 4) $CaCl_2$.
a) 1 < 3 < 4 < 2
b) 3 < 1 < 4 < 2
c) 3 < 1 < 2 < 4
d) 1 < 3 < 2 < 4
e) 4 < 1 < 3 < 2

(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Valencia 2008) (O.Q.N. Valencia 2011)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

Suponiendo que todas las sustancias tienen igual valor de A:

▪ Las cargas son en el KBr y CsBr (+1 y –1), en el $CaCl_2$ (+2 y –1) y en el CaO (+2 y –2).

▪ Respecto al tamaño de los cationes, $r_{Cs^+} > r_{K^+} > r_{Ca^{2+}}$, ya que el cesio tiene más capas electrónicas que potasio y calcio y, además, este ha perdido más electrones. Para los aniones, $r_{Br^-} > r_{Cl^-} > r_{O^{2-}}$, ya que el bromo tiene una capa electrónica más que el cloro y este, que el oxígeno.

De acuerdo con lo expuesto, las sustancias propuestas ordenadas por energía reticular creciente:

$$U_{CsBr}\ (3) < U_{KBr}\ (1) < U_{CaCl_2}\ (4) < U_{CaO}\ (2)$$

Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

$$\text{CsBr } (-632) < \text{KBr } (-671) < CaCl_2\ (-2.223) < \text{CaO } (-3.414)$$

La respuesta correcta es la **b**.

8.33. El carácter covalente de un compuesto iónico es mayor cuando:
a) El catión es grande y el anión pequeño.
b) El catión es pequeño y el anión grande.
c) El catión es grande y el anión grande.
d) El catión es pequeño y el anión pequeño.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

Las reglas de Fajans (1923) permiten determinar, de forma aproximada, el carácter covalente de un enlace iónico. Para ello, relacionan el carácter covalente de un enlace con la polarización de los electrones del anión:

▪ Los aniones grandes y de carga elevada son blandos, es decir, muy polarizables.

▪ Los cationes pequeños y de carga elevada son los más polarizantes.

▪ Los cationes de metales de transición y tierras raras (no tienen configuración de gas noble) son más polarizantes que los metales alcalinos y alcalinotérreos ya que sus orbitales d y f se extienden lejos del núcleo (son más grandes) y, por tanto, son más fáciles de polarizar al estar menos atraídos por el núcleo.

La respuesta correcta es la **b**.

8.34. Para las sustancias indicadas a continuación:
$HCl(g)$; $Br_2(l)$; $KCl(s)$; $H_2O(l)$; $CH_4(g)$ y $C_2H_2Cl_2(g)$
cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas:
1. Las moléculas $HCl(g)$ y $H_2O(l)$ son polares.
2. En los cristales de $KCl(s)$ hay iones.
3. Las moléculas $Br_2(l)$ y $CH_4(g)$ son polares.
4. Existe más de una sustancia de fórmula $C_2H_2Cl_2$.
a) 1, 2 y 4
b) 2 y 4
c) 1 y 2
d) 1 y 3

(O.Q.L. Baleares 2008)

1) **Verdadero**. La estructura de Lewis de la molécula de cloruro de hidrógeno es:



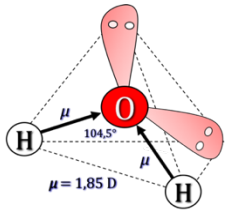
De acuerdo con la notación del modelo RPECV el HCl es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos.

Al ser el cloro ($\chi = 3{,}16$) más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), tanto el enlace como la molécula es polar**.**

▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:

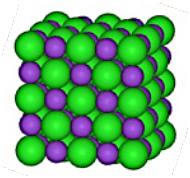


De acuerdo con la notación del modelo RPECV el H_2O es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

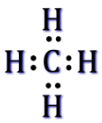


Al ser el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esta geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}85$ D) y la molécula es polar**.**

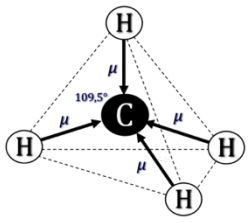
2. **Verdadero**. El KCl es una sustancia que tiene enlace iónico y forma una red cristalina sólida a temperatura ambiente. Esta estructura está formada por iones Cl^- (verde) y K^+ (malva).



3. Falso. La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



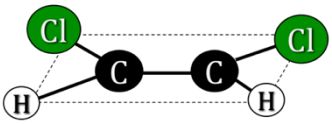
Según el modelo RPECV el CH_4 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



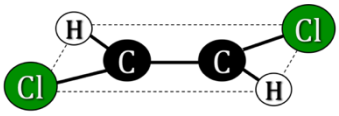
Al ser el carbono ($\chi = 2{,}55$) más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esta geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar**.**

▪ La molécula de Br_2 no es polar ya que está integrada por dos átomos idénticos.

4. **Verdadero**. El $C_2H_2Cl_2$ es una sustancia orgánica que presenta isomería geométrica. Las estructuras de los dos isómeros posibles son:



cis-dicloroeteno



trans-dicloroeteno

La respuesta correcta es la **a**.

8.35. De las siguientes proposiciones referidas a los sólidos, ¿cuál es cierta?
a) Los sólidos moleculares nunca son solubles en agua.
b) La dureza de los sólidos metálicos es siempre elevada.
c) El carburo de silicio y el cromo son solubles en disolventes polares.
d) El KCl tiene menor energía reticular que el CaO.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

a) Falso. Los sólidos moleculares están formados por átomos unidos mediante enlaces covalentes y suelen ser poco o nada polares, por tanto, no son solubles en disolventes polares como el agua.

b) Falso. Los metales alcalinos y alcalinotérreos son blandos.

c) Falso. El SiC es un sólido covalente y el Cr un sólido metálico. Ambos tipos de sólidos no son solubles en disolventes polares.

d) **Verdadero**. La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

En el caso de CaO y KCl y suponiendo que ambas sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son el doble para CaO (+2 y –2) que para KCl (+1 y –1).
- Respecto al tamaño de los cationes, $r_{K^+} > r_{Ca^{2+}}$ ya que el calcio ha perdido más electrones. Para los aniones, $r_{Cl^-} > r_{O^{2-}}$, ya que cloro tiene una capa electrónica más que el oxígeno.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{KCl} < U_{CaO}$.

Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

KCl (–701) < CaO (–3.414)

La respuesta correcta es la **d**.

8.36. ¿Cuál de los siguientes compuestos iónicos tiene mayor energía de red?
a) NaCl
b) MgO
c) KF
d) $MgCl_2$

(O.Q.L. Madrid 2008)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

Suponiendo que todas las sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son en el NaCl y KF (+1 y –1), en el $MgCl_2$ (+2 y –1) y en el MgO (+2 y –2).
- Respecto al tamaño de los cationes, $r_{K^+} > r_{Na^+} > r_{Mg^{2+}}$, ya que el potasio tiene una capa electrónica más que sodio y magnesio y, además, este último ha perdido más electrones. Para los aniones, $r_{Cl^-} > r_{O^{2-}} > r_{F^-}$, ya que el cloro tiene una capa electrónica más que flúor y oxígeno y este, ha ganado un electrón más que el flúor.

De acuerdo con lo expuesto, de las sustancias propuestas la que posee mayor energía reticular es MgO.

Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

MgO (–3.791) > $MgCl_2$ (–2.526) > KF (–829) > NaCl (–790)

La respuesta correcta es la **b**.

8.37. El elemento A tiene de número atómico 11 y el elemento B tiene de número atómico 8. El compuesto más probable formado por los elementos A y B será:
a) Un sólido conductor de la electricidad.
b) Un sólido de bajo punto de fusión.
c) Insoluble en agua.
d) Conductor de la electricidad cuando está fundido.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009) (O.Q.L. Málaga 2020)

- El elemento A ($Z = 11$) tiene una configuración electrónica abreviada [Ne] $3s^1$. De la misma se deduce que tiene muy baja electronegatividad, por lo que tiene tendencia a ceder un electrón y formar un ion con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

- El elemento B ($Z = 8$) tiene una configuración electrónica abreviada [He] $2s^2\ 2p^4$. De la misma se deduce que tiene una electronegatividad muy elevada, por lo que tiene tendencia a captar dos electrones y formar un ion con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

De acuerdo con la condición de electroneutralidad, si se combinan dos átomos de A (cada uno cede un electrón) con un átomo de B (capta dos electrones) se forma un compuesto cuya fórmula más probable es A_2B y con un enlace predominantemente iónico.

De las propiedades propuestas, la única que se corresponde con este tipo de sustancia es que en estado fundido, en el que quedan libres los iones, es capaz de conducir la electricidad.

La respuesta correcta es la **d**.

8.38. La energía reticular se representa por la siguiente ecuación:

a) $Mg(g) \rightarrow Mg(s)$	$\Delta H° < 0$
b) $O_2(g) \rightarrow 2\ O(g)$	$\Delta H° > 0$
c) $Mg(s) + ½\ O_2(g) \rightarrow MgO(s)$	$\Delta H° < 0$
d) $Mg(s) + ½\ O_2(g) \rightarrow MgO(s)$	$\Delta H° > 0$
e) $Mg^{2+}(g) + O^{2-}(g) \rightarrow MgO(s)$	$\Delta H° < 0$
f) $Mg^{2+}(aq) + O^{2-}(aq) \rightarrow MgO(s)$	$\Delta H° < 0$
g) $Mg^{2+}(aq) + O^{2-}(aq) \rightarrow MgO(aq)$	$\Delta H° < 0$
h) $MgO(s) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + O^{2-}(aq)$	$\Delta H° < 0$

(O.Q.L. Valencia 2009) (O.Q.L. Cantabria 2017) (O.Q.L. Jaén 2017)

a) Falso. El proceso corresponde a la entalpía de deposición del magnesio.

b) Falso. El proceso corresponde a la entalpía de disociación del oxígeno.

c) Falso. El proceso corresponde a la entalpía de formación del óxido de magnesio.

d) Falso. El proceso corresponde a la entalpía de formación del óxido de magnesio, pero el valor debería ser negativo, ya que se forma un sólido iónico a temperatura ambiente.

e) **Verdadero**. Por definición, la energía reticular es la que se desprende cuando se forma un mol de sustancia cristalina a partir de los iones que la integran en estado gaseoso.

f) Falso. El proceso corresponde al opuesto a la entalpía de disolución del MgO(s).

g) Falso. No corresponde a un proceso habitual.

h) Falso. El proceso corresponde a la entalpía de disolución del MgO(s).

La respuesta correcta es la **e**.

8.39. ¿En cuál de estas cuatro series de compuestos iónicos, se encuentran ordenados por energías reticulares crecientes, en valor absoluto?
a) NaF NaCl NaBr
b) RbF RbBr RbI
c) NaCl NaBr NaI
d) KF NaF LiF

(O.Q.L. Madrid 2009)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

Suponiendo que todos los compuestos dados tienen el mismo valor de las constantes y teniendo en cuenta que todos los iones implicados tienen la misma carga (+1 y –1), el valor de la energía reticular solo depende del valor de d, es decir de los tamaños de iones. Resumiendo, cuanto menor sea el valor de d, mayor es el valor de la energía reticular, U.

a) Falso. En el caso de NaF, NaCl, NaBr y suponiendo que todas las sustancias tienen igual valor de A:

- Respecto al tamaño de los aniones, $r_{Br^-} > r_{Cl^-} > r_{F^-}$, ya que el bromo tiene una capa electrónica más que el cloro y este, que el flúor.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{NaF} > U_{NaCl} > U_{NaBr}$, por lo que el orden propuesto es decreciente.

Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

NaF (–930) > NaCl (–790) > NaBr (–754)

b) Falso. En el caso de RbF, RbBr, RbI y suponiendo que todas las sustancias tienen igual valor de A:

- Respecto al tamaño de los aniones, $r_{I^-} > r_{Br^-} > r_{F^-}$, ya que el yodo tiene una capa electrónica más que el bromo y este, dos más que el flúor.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{RbF} > U_{RbBr} > U_{RbI}$, por por lo que el orden propuesto es decreciente.

Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

RbF (–795) > RbBr (–668) > RbI (–632)

c) Falso. En el caso de NaCl, NaBr, NaI y suponiendo que todas las sustancias tienen igual valor de A:

- Respecto al tamaño de los aniones, $r_{I^-} > r_{Br^-} > r_{Cl^-}$, ya que el yodo tiene una capa electrónica más que el bromo y este, que el cloro.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{NaCl} > U_{NaBr} > U_{NaI}$, por por lo que el orden propuesto es decreciente.

Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

NaCl (–790) > NaBr (–754) > NaI (–705)

d) **Verdadero**. En el caso de KF, NaF, LiF y suponiendo que todas las sustancias tienen igual valor de A:

- Respecto al tamaño de los cationes, $r_{K^+} > r_{Na^+} > r_{Li^+}$, ya que el potasio tiene una capa electrónica más que el sodio y este, que el litio.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{KF} < U_{NaF} < U_{LiF}$, por por lo que el orden propuesto es creciente.

Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

KF (–829) < NaF (–930) < LiF (–1.049)

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2000).

8.40. Señale la afirmación correcta:
a) La energía de red del $AlCl_3$ es mayor que la del $MgCl_2$.
b) Los ángulos de enlace de las moléculas BH_3 y NH_3 son iguales.
c) Se puede asegurar que la longitud del enlace C=C es la mitad que la del enlace C—C.
d) El diamante es un sólido covalente, de mediana dureza y frágil.

(O.Q.L. Murcia 2010)

a) **Verdadero**. La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

En el caso de $AlCl_3$ y $MgCl_2$ y suponiendo que ambas sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son para $AlCl_3$ (+3 y –1) que para $MgCl_2$ (+2 y –1).
- Respecto al tamaño de los cationes, $r_{Mg^{2+}} > r_{Al^{3+}}$, ya que el aluminio ha perdido más electrones.

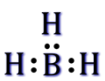
De acuerdo con lo expuesto, $U_{AlCl_3} > U_{MgCl_2}$.

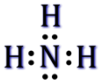
Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

$AlCl_3$ (–5.495) > $MgCl_2$ (–2.526)

No obstante, de acuerdo con las reglas de Fajans (1923), se trata de una sustancia que cumple la condición de que cuanto menor sea el tamaño del catión y mayor el tamaño del anión, mayor es el carácter covalente.

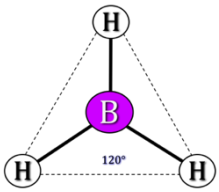
b) Falso. Las estructuras de Lewis de las moléculas de borano y amoniaco son:

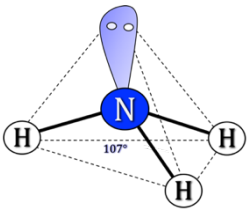




- De acuerdo con la notación del modelo RPECV el BH_3 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana con ángulos de enlace de 120°.

▪ De acuerdo con la notación del modelo RPECV el NH_3 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central y con ángulos de enlace de 107° debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitarios situado sobre el átomo de nitrógeno.





c) Falso. La longitud del enlace doble C=C no es la mitad de la longitud del enlace sencillo C–C, ya que están constituidos por enlaces diferentes, enlace σ en el sencillo y enlaces σ y π en el doble.

d) Falso. El diamante es un sólido atómico covalente que es frágil pero que tiene la máxima dureza en la escala de Mosh (10).

La respuesta correcta es la **a**.

8.41. ¿En cuál de estas series los haluros de sodio están ordenados por su energía reticular?
a) NaBr < NaCl < NaF
b) NaF < NaCl < NaBr
c) NaCl < NaF < NaBr
d) NaCl < NaBr < NaF

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

En el caso de NaF, NaCl y NaBr y suponiendo que todas las sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son las mismas para las tres sustancias, +1 y –1.
- Respecto al tamaño de los aniones, $r_{Br^-} > r_{Cl^-} > r_{F^-}$, ya que el bromo tiene una capa electrónica más que el cloro y, este que el flúor.

De acuerdo con lo expuesto, las sustancias propuestas ordenadas por energía reticular creciente son:

$$U_{NaBr} < U_{NaCl} < U_{NaF}$$

Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

NaBr (–754) < NaCl (–790) < NaF (–930)

La respuesta correcta es la **a**.

8.42. Según las reglas de Fajans:
a) Cationes pequeños de baja carga son muy polarizantes.
b) Cationes pequeños de carga elevada son muy polarizantes.
c) Aniones grandes de carga elevada son muy polarizantes.
d) Aniones pequeños de baja carga son muy polarizables.
e) Cationes de metales de transición son menos polarizantes que los cationes de los grupos principales.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

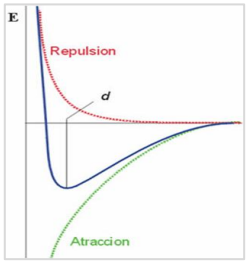
Las reglas de Fajans (1923) permiten determinar de forma aproximada el carácter covalente de un enlace iónico. Para ello, relacionan el carácter covalente de un enlace con la polarización de los electrones del anión:

- Los aniones grandes y de carga elevada son blandos, es decir, muy polarizables.
- Los cationes pequeños y de carga elevada son los más polarizantes.
- Los cationes de metales de transición y tierras raras (no tienen configuración de gas noble) son más polarizantes que los metales alcalinos y alcalinotérreos ya que sus orbitales d y f se extienden lejos del núcleo (son más grandes) y, por tanto, son más fáciles de polarizar al estar menos atraídos por el núcleo.

La respuesta correcta es la **b**.

8.43. Con respecto al enlace químico, puede afirmarse:
a) La estabilidad de una molécula está directamente relacionada con su contenido energético.
b) Una situación antienlazante, las fuerzas repulsivas prevalecen.
c) La configuración electrónica de gas noble se corresponde siempre con ocho electrones de valencia.
d) La red cristalina del NaCl es un ejemplo de red cúbica centrada en el cuerpo.

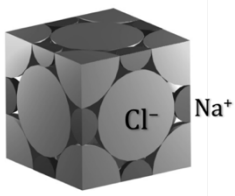
(O.Q.L. Murcia 2011)



a-b) Verdadero. Como se observa en la gráfica, la formación de una molécula implica un mínimo de energía potencial del sistema que se consigue cuando las fuerzas de atracción superan a las de repulsión, pero cuando se da la situación opuestas, se produce un aumento brusco en la energía potencial del sistema y se llega a una situación desfavorable a la formación del enlace o antienlazante.

c) Verdadero. La configuración electrónica externa de un gas noble es $ns^2\ np^6$, por lo que tiene su capa de valencia completa con ocho electrones.

d) **Falso**. El NaCl forma redes cristalinas con una estructura cúbica centradas en las caras. Este tipo de redes se da cuando $r_{\text{catión}}/r_{\text{anión}}$ está comprendido entre 0,414 y 0,732.

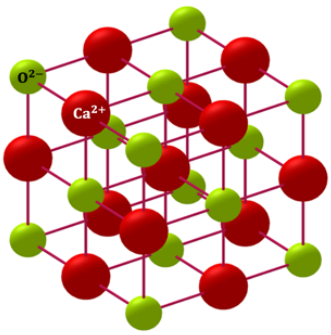


El índice de coordinación es 6:6, lo que quiere decir que cada ion se rodea de seis de carga opuesta. La imagen muestra que los iones se sitúan uno en cada vértice y entre ambos y a lo largo de cada arista, otro de carga opuesta. Además, hay un ion en el centro de cada cara y otro ion de carga opuesta en el centro del cubo formando un octaedro.

La respuesta correcta es la **d**.

8.44. ¿Cuál de las propuestas sobre el CaO es la correcta?
a) Es un compuesto covalente.
b) Es una sustancia conductora es estado sólido y líquido.
c) Los puntos de fusión serán altos y los de ebullición serán bajos.
d) En los nudos de la red cristalina habrá iones Ca^{2+} y O^{2-}.

(O.Q.L. Castilla y León 2012)



El CaO es una sustancia con enlace predominantemente iónico. Entre las características principales de las sustancias iónicas se encuentran:

- Elevados puntos de fusión y de ebullición debido a las intensas fuerzas de atracción existentes entre los iones que forman la red cristalina sólida.
- Malos conductores de la corriente eléctrica en estado sólido, ya que los electrones se encuentran fuertemente sujetos por los iones y estos se encuentran fijos en puntos de la red, sin embargo, conducen muy bien la corriente eléctrica en estado líquido, ya que al romperse la red cristalina los iones quedan libres y permiten el paso de los electrones.

▪ Forman redes cristalinas, sólidas a temperatura ambiente, en cuyos nudos se encuentran situados los iones.

La respuesta correcta es la **d**.

8.45. Cuál de las siguientes sustancias será sólida a temperatura ambiente:
a) Na_2S
b) HF
c) NH_3
d) N_2
e) H_2O

(O.Q.L. Valencia 2012)

a) **Verdadero**. Na_2S es una sustancia formada por dos elementos de electronegatividades muy diferentes, por lo tiene enlace predominantemente iónico y forma una red cristalina iónica que es sólida a temperatura ambiente.

b-c-e) Falso. HF, NH_3 y H_2O son sustancias que tienen enlace covalente polar y que presentan enlace de hidrógeno, lo que motiva que tengan temperaturas de ebullición anómalas. El H_2O es líquida a temperatura ambiente ya que es capaz de formar más enlaces de hidrógeno que HF y de mayor intensidad que NH_3.

d) Falso. N_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar y presenta fuerzas intermoleculares de dispersión de London, que son tan débiles debido al pequeño volumen de la molécula, que es un gas a temperatura ambiente.

La respuesta correcta es la **a**.

8.46. Cuál de las siguientes propuestas referidas a la energía reticular es falsa:
a) Se define como la energía que se desprende cuando se forma un mol de sólido iónico a partir de sus iones en fase gas.
b) MgO tiene una energía reticular mayor que $CaCl_2$.
c) La energía reticular de un sólido con iones cuyas cargas son +2 y –2 es el doble que la de un sólido con iones cuyas cargas son +1 y –1.
d) MgO tiene una energía reticular mayor que LiF.

(O.Q.L. Valencia 2012)

a) Verdadera. La propuesta coincide con la definición de energía reticular que corresponde al proceso:

$$M^+(g) + X^-(g) \rightarrow MX(s) \qquad U < 0$$

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}) \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

b) Verdadero. En el caso de MgO y $CaCl_2$ y suponiendo que ambas sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son para MgO (+2 y –2) y para $CaCl_2$ (+2 y –1).
- Respecto al tamaño de los iones, $r_{Ca^{2+}} > r_{Mg^{2+}}$ y $r_{Cl^-} > r_{O^{2-}}$, ya que calcio y cloro tienen una capa electrónica más que el magnesio y oxígeno, respectivamente.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{MgO} > U_{CaCl_2}$.

Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

MgO (–3.791) > $CaCl_2$ (–2.258)

c) **Falso**. Aunque las cargas sean el doble se desconoce el valor de la distancia interiónica, por lo que se puede afirmar que la energía reticular será mayor, pero no necesariamente el doble.

d) Verdadero. En el caso de MgO y LiF y suponiendo que ambas sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son el doble para MgO (+2 y –2) que para LiF (+1 y –1).
- Respecto al tamaño de los cationes, $r_{Mg^{2+}} > r_{Li^{+}}$, ya que el magnesio tiene una capa electrónica más que el litio. Para los aniones, y $r_{O^{2-}} > r_{F^{-}}$, ya que el oxígeno ha ganado más electrones que el flúor.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{MgO} > U_{LiF}$.

Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

MgO (–3.791) > $CaCl_2$ (–2.258) > LiF (–1.049)

La respuesta correcta es la **c**.

8.47. Los puntos de fusión, ordenados de forma creciente, de los sólidos iónicos indicados son:
a) BaO, LiF, KBr y MgO
b) LiF, KBr, MgO y BaO
c) BaO, MgO, LiF y KBr
d) KBr, LiF, BaO y MgO

(O.Q.L. Galicia 2012) (O.Q.L. Galicia 2018)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte, es decir la que tenga mayor energía reticular.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^{+}\cdot Q^{-}}{d}A\left[1-\frac{d^{*}}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^{+} \text{ y } Q^{-} = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^{*} = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

En el caso de BaO, LiF, KBr y MgO y suponiendo que todas las sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son para BaO y MgO (+2 y –2) y para LiF y KBr (+1 y –1).
- Respecto al tamaño de los cationes, $r_{Ba^{2+}} > r_{K^{+}} > r_{Mg^{2+}} > r_{Li^{+}}$, ya que el bario tiene más capas electrónicas que el potasio y, este una capa más que el magnesio y, este una capa más que el litio. Para los aniones, $r_{Br^{-}} > r_{O^{2-}}, > r_{F^{-}}$, ya que el bromo tiene más capas electrónicas que el flúor y el oxígeno y, este último ha ganado un electrón más que el flúor.

De acuerdo con lo expuesto, el orden creciente correcto de la energía reticular es:

$U_{KBr} < U_{LiF} < U_{BaO} < U_{MgO}$

Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

KBr (–671) < LiF (–1.049) < BaO (–3.054) < MgO (–3.791)

Por tanto, el orden creciente correcto de la temperatura de fusión es:

$T_{fus\ (KBr)} < T_{fus\ (LiF)} < T_{fus\ (BaO)} < T_{fus\ (MgO)}$.

Los valores de los puntos de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:

KBr (1.007) < LiF (1.118) < BaO (2.196) < MgO (3.125)

La respuesta correcta es la **d**.

8.48. En el laboratorio se estudian las propiedades físicas de una sustancia, encontrándose que es soluble en agua, pero no en tolueno, tiene un punto de fusión elevado y no conduce la corriente eléctrica en estado sólido. Señale de cuál de las siguientes sustancias puede tratarse:
a) Dióxido de silicio
b) Permanganato de potasio
c) Yodo
d) Cobre

(O.Q.L. Asturias 2012)

Si una sustancia posee las siguientes propiedades:

- Tiene elevado punto de fusión → debe formar una red cristalina sólida a temperatura ambiente. Esto descarta al yodo.
- Es soluble en agua, pero no en tolueno → debe tener un enlace muy polar. Esto descarta al dióxido de silicio y cobre.
- No conduce la corriente eléctrica en estado sólido → debe tener una estructura cristalina sin electrones deslocalizados o libres.

La sustancia que posee estas propiedades es un sólido iónico como el permanganato de potasio.

La respuesta correcta es la **b**.

8.49. ¿Cuál de los siguientes compuestos iónicos tiene menor energía reticular?
a) LiF
b) CsI
c) NaCl
d) BaO
e) MgO

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2014) (O.Q.L. Cantabria 2014) (O.Q.L. Granada 2016)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}) \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

En el caso de LiF, CsI, NaCl, BaO y MgO y suponiendo que todas las sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son el doble para BaO y MgO (+2 y –2), que para, LiF, CsI y NaCl (+1 y –1).
- Respecto al tamaño de los cationes, $r_{Cs^+} > r_{Ba^{2+}} > r_{Na^+} > r_{Mg^{2+}} > r_{Li^+}$, ya que el cesio y bario tienen más capas electrónicas que sodio y magnesio y, estos últimos, una capa más que el litio y, además, el bario ha perdido más electrones que el cesio y, el magnesio que el sodio. Para los aniones, $r_{I^-} > r_{Cl^-} > r_{O^{2-}} > r_{F^-}$, ya que el yodo tiene más capas electrónicas que el cloro y, este tiene una capa más que flúor y oxígeno y, además, este ha ganado más electrones que el flúor.

De acuerdo con lo expuesto, el orden creciente correcto de la energía reticular es:

$$U_{CsI} < U_{NaCl} < U_{LiF} < U_{BaO} < U_{MgO}$$

por tanto, la menor energía reticular le corresponde al CsI.

Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

CsI (–613) < NaCl (–790) < LiF (–1.049) < BaO (–3.054) < MgO (–3.791)

La respuesta correcta es la **b**.

8.50. Un determinado sólido es muy duro, tiene una elevada temperatura de fusión y no conduce la corriente eléctrica mientras permanece en ese estado. Se trata de:
a) I_2
b) NaCl
c) CO_2
d) H_2O
e) Cu
f) Ag

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Baleares 2016) (O.Q.L. Granada 2016) (O.Q.L. Murcia 2020)

Si una sustancia posee las siguientes propiedades:

- Es un sólido muy duro → debe formar una red con enlaces muy fuertes. Esto descarta al CO_2, I_2 y H_2O.
- Tiene elevada temperatura de fusión → debe formar una red sólida muy estable a temperatura ambiente. Esto lo cumplen NaCl, Cu y Ag.
- No conduce la corriente eléctrica en estado sólido → debe tener una estructura cristalina sin electrones deslocalizados o libres. Esto descarta a Cu y Ag.

La sustancia que posee estas propiedades es un sólido iónico como el NaCl.

La respuesta correcta es la **b**.

8.51. ¿Qué compuesto iónico tiene la energía de red más pequeña?
a) LiI
b) NaF
c) $MgCl_2$
d) MgO

(O.Q.L. Madrid 2013)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

En el caso de LiI, NaF, $MgCl_2$ y MgO y suponiendo que todas las sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son para MgO (+2 y –2), para $MgCl_2$ (+2 y –1) y para LiI y NaF (+1 y –1).
- Respecto al tamaño de los cationes, $r_{Na^+} > r_{Mg^{2+}} > r_{Li^+}$, ya que el sodio y magnesio tienen una capa electrónica más que el litio y, además, el magnesio ha perdido más electrones que el sodio. Para los aniones, $r_{I^-} > r_{Cl^-} > r_{O^{2-}} > r_{F^-}$, ya que el yodo tiene más capas electrónicas que el cloro y, este tiene una capa más que flúor y oxígeno y, además, este ha ganado más electrones que el flúor.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{LiI} < U_{NaF} < U_{MgCl_2} < U_{MgO}$, por lo que la menor energía reticular le corresponde al LiI.

Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

LiI (–764) < NaF (–910) < $MgCl_2$ (–2.526) < MgO (–3.791)

La respuesta correcta es la **a**.

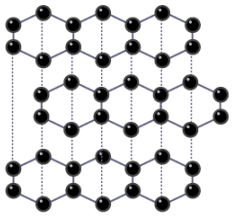
8.52. A continuación, se mencionan afirmaciones relativas a las propiedades de diversas sustancias. Indique la que no es correcta:
a) El PH_3 tiene menor punto de ebullición que el NH_3.
b) La sacarosa no es conductora de la electricidad cuando se encuentra disuelta en agua.
c) El C (grafito) es conductor de la electricidad.
d) El CaO es más soluble en agua que el CsI.

(O.Q.L. Galicia 2013)

a) Correcto. NH_3 y PH_3 son sustancias que tienen enlace covalente polar, pero solo el NH_3 presenta enlace intermolecular de hidrógeno. Este tipo de enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Como el PH_3 no puede formar enlaces de hidrógeno, mientras que el NH_3 sí los forma, la temperatura de ebullición del PH_3 es inferior a la del NH_3.

b) Verdadero. La sacarosa es un sólido molecular con enlace covalente polar que se disuelve en agua al formarse enlaces intermoleculares del tipo enlaces de hidrógeno o dipolo-dipolo, entre el sólido molecular y el agua, aunque no conduce la electricidad debido a la ausencia de iones en la disolución.



c) Correcto. Los átomos de carbono del grafito se encuentran unidos mediante fuertes enlaces covalentes formando una red de hexágonos que constituyen un sólido covalente en la que existen electrones deslocalizados que permiten el paso de la corriente eléctrica.

d) **Incorrecto**. La solubilidad de un compuesto cristalino iónico en agua depende del valor de su energía reticular de forma que a menor energía reticular mayor solubilidad.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

En el caso de CsI y CaO y suponiendo que ambas sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son el doble para CaO (+2 y –2) que para CsI (+1 y –1).
- Respecto al tamaño de los iones, $r_{Cs^+} > r_{Ca^{2+}}$, y, $r_{I^-} > r_{O^{2-}}$, ya que el cesio y yodo tienen más capas electrónicas que calcio y oxígeno, respectivamente.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{CsI} < U_{CaO}$, por lo que el CsI es más soluble en agua que el CaO.

Los valores de U (kJ mol^{-1}) y de la solubilidad a 20 °C (g/100 mL) encontrados en la bibliografía son:

CsI (–613 y 76,5) < CaO (–3.414 y 1,19)

La respuesta correcta es la **d**.

8.53. Cuál de estas sustancias tiene mayor solubilidad en agua:
a) NaCl
b) I_2
c) CCl_4
d) CuO

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

▪ CuO es una sustancia que no tiene enlace predominantemente iónico ya que, al ser el cobre un metal de transición, la diferencia de electronegatividad con el oxígeno no es lo suficientemente grande para que predomine este tipo de enlace. Por este motivo no se disocia fácilmente en iones al introducirla en agua.

▪ I_2 y CCl_4 son sustancias que tienen enlace covalente no polar, por lo no puede existir ningún tipo de interacción entre sus moléculas y las de H_2O, por tanto, estas sustancias son inmiscibles en agua.

▪ NaCl es una sustancia que tiene enlace predominantemente iónico y en agua se disocia fácilmente en iones ya que las fuerzas de atracción regidas por la ley de Coulomb que mantienen unidos a los iones que forman la red cristalina se hacen mucho más pequeñas debido a que la constante dieléctrica del agua tiene un valor elevado ($\varepsilon = 80\ \varepsilon_0$).

De las sustancias propuestas, NaCl es la más soluble en agua.

La respuesta correcta es la **a**.

8.54. Cuando se ordenan las sustancias MgO, LiF, $CaCl_2$ y NaCl en orden decreciente de su energía reticular, el orden correcto es:
a) LiF > MgO > $CaCl_2$ > NaCl
b) LiF > $CaCl_2$ > MgO > NaCl
c) $CaCl_2$ > LiF > MgO > NaCl
d) MgO > $CaCl_2$ > LiF > NaCl

(O.Q.L. Valencia 2014)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5\ \text{pm} \end{cases}$$

En el caso de LiF, MgO, $CaCl_2$ y NaCl y suponiendo que todas las sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son en LiF y NaCl (+1 y –1), en $CaCl_2$ (+2 y –1) y en MgO (+2 y –2).
- Respecto al tamaño de los cationes, $r_{Ca^{2+}} > r_{Mg^{2+}} > r_{Na^+} > r_{Li^+}$, ya que el calcio tiene una capa electrónica más que sodio y magnesio y, estos una capa electrónica más que el litio y, además, el magnesio ha perdido más electrones que el sodio. Para los aniones, $r_{Cl^-} > r_{O^{2-}} > r_{F^-}$, ya que el cloro tiene una capa electrónica más que el que flúor y oxígeno y, además, este ha ganado más electrones que el flúor.

De acuerdo con lo expuesto, el orden decreciente correcto de la energía reticular es:

$$U_{MgO} > U_{CaCl_2} > U_{LiF} > U_{NaCl}$$

Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

MgO (–3.791) > $CaCl_2$ (–2.223) > LiF (–1.049) > NaCl (–790)

La respuesta correcta es la **d**.

8.55. ¿Qué sólido iónico, entre los siguientes, tiene la mayor energía reticular?
a) NaCl
b) MgO
c) KBr
d) SrS
e) CsCl

(O.Q.L. País Vasco 2014) (O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}) \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

En el caso de NaCl, MgO, KBr, SrS y CsCl y suponiendo que todas las sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son en KBr, CsCl y NaCl (+1 y –1) y en SrS y MgO (+2 y –2).
- Respecto al tamaño de los cationes, $r_{Cs^+} > r_{Sr^{2+}} > r_{K^+} > r_{Na^+} > r_{Mg^{2+}}$, ya que el cesio tiene una capa electrónica más que el estroncio y este, una más que el potasio y este, una capa más que sodio y magnesio y, además, el magnesio ha perdido más electrones que el sodio. Para los aniones, $r_{Br^-} > r_{S^{2-}} > r_{Cl^-} > r_{O^{2-}}$, ya que el bromo tiene una capa electrónica más que azufre y cloro y estos, una más que el oxígeno y, además, el azufre ha ganado más electrones que el cloro.

De acuerdo con lo expuesto, la mayor energía reticular le corresponde al MgO.

Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

MgO (–3.791) > $CaCl_2$ (–2.223) > LiF (–1.049) > NaCl (–790)

La respuesta correcta es la **b**.

8.56. ¿Cuál de los siguientes compuestos iónicos tendrá previsiblemente el punto de fusión más alto?
a) $CaCl_2$
b) LiF
c) Na_2S
d) MgO
e) BaS

(O.Q.L. Madrid 2014) (O.Q.N. Valencia 2020)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte, es decir la que tenga mayor energía reticular.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}) \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

En el caso de $CaCl_2$, LiF, Na_2S, BaS y MgO y suponiendo que todas las sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son en LiF (+1 y –1), $CaCl_2$ (+2 y –1), Na_2S (+1 y –2) y en BaS y MgO (+2 y –2).
- Respecto al tamaño de los cationes, $r_{Ba^{2+}} > r_{Ca^{2+}} > r_{Na^+} > r_{Mg^{2+}} > r_{Li^+}$, ya que el bario tiene más capas electrónicas que el calcio y este, una más que sodio y magnesio y estos, una capa más que el litio y, además, el magnesio ha perdido más electrones que el sodio. Para los aniones, $r_{S^{2-}} > r_{Cl^-} > r_{O^{2-}} > r_{F^-}$, ya que azufre y cloro tienen una capa electrónica más que oxígeno y flúor y, además, el azufre y oxígeno han ganado más electrones que cloro y flúor, respectivamente.

De acuerdo con lo expuesto, el MgO presentará la mayor energía reticular y, por tanto, el mayor punto de fusión de todas las sustancias propuestas.

Los valores de la temperatura de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:

$CaCl_2$ (1.048) < LiF (1.118) < Na_2S (1.445) < BaS (2.502) < MgO (3.125)

La respuesta correcta es la **d**.

(En la cuestión propuesta en Valencia 2020 se reemplazan MgO y LiF por CaO y NaF, respectivamente).

8.57. En el ciclo de Born-Haber para la formación del enlace iónico del NaI, un proceso exotérmico siempre es:
a) La entalpía de sublimación del sodio.
b) La entalpía de disociación del yodo.
c) La primera energía de ionización del sodio.
d) La afinidad electrónica del yodo.
e) La energía reticular del NaI definida como ruptura del retículo cristalino.

(O.Q.N. Madrid 2015)

a) Falso. La entalpía de sublimación del sodio es un proceso endotérmico, ya que se debe absorber energía para romper los enlaces que mantienen unidos a los átomos de sodio en la red metálica.

b) Falso. La entalpía de disociación del yodo es un proceso endotérmico, ya que se debe absorber energía para romper el enlace que mantiene unidos a los átomos de yodo.

c) La primera energía de ionización del sodio es un proceso endotérmico, ya que se debe absorber energía para arrancar el electrón más externo del átomo de sodio.

d) **Verdadero**. La afinidad electrónica del yodo es un proceso exotérmico, ya que se desprende energía cuando el átomo de yodo capta un electrón.

e) Falso. La rotura del retículo cristalino del NaI es un proceso endotérmico, ya que se debe absorber energía para romper la red y dejar libres a los iones en estado gaseoso.

La respuesta correcta es la **d**.

8.58. Indique la afirmación correcta respecto a los sólidos mencionados:
a) La energía reticular del NaCl es mayor que la del NaF.
b) La energía reticular del $CaCl_2$ es mayor que la del NaCl.
c) La energía reticular del CaO es menor que la del NaF.
d) La energía reticular del KCl es menor que la del NaF.

(O.Q.L. Valencia 2015)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

En el caso de NaCl, NaF, KCl, $CaCl_2$ y CaO y suponiendo que todas las sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son en NaCl, NaF y KCl (+1 y –1), $CaCl_2$ (+2 y –1) y en CaO (+2 y –2).
- Respecto al tamaño de los cationes, $r_{K^+} > r_{Ca^{2+}} > r_{Na^+}$, ya que potasio y calcio tienen una capa electrónica más que el sodio y, además, el calcio ha perdido más electrones que el potasio. Para los aniones, $r_{Cl^-} > r_{O^{2-}} > r_{F^-}$, ya que el cloro tiene una capa electrónica más que flúor y oxígeno y, además, este ha ganado más electrones que el flúor.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{CaO} > U_{CaCl_2} > U_{NaF} > U_{NaCl} > U_{KCl}$.

Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

KCl (–701) < NaCl (–769) < NaF (–910) < $CaCl_2$ (–2.223) < CaO (–3.414)

La respuesta correcta es la **b**.

8.59. ¿Cuál de las siguientes series de sustancias está ordenada por el valor creciente de su energía reticular?
a) $KCl < CaCl_2 < CaO$
b) $KCl < CaO < CaCl_2$
c) $CaCl_2 < CaO < KCl$
d) $CaO < CaCl_2 < KCl$

(O.Q.L. Baleares 2015)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}) \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

En el caso de $CaCl_2$, KCl y CaO y suponiendo que todas las sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son en KCl (+1 y –1), $CaCl_2$ (+2 y –1) y CaO (+2 y –2).
- Respecto al tamaño de los cationes, $r_{K^+} > r_{Ca^{2+}}$, ya que el calcio ha perdido más electrones que el potasio. Para los aniones, $> r_{Cl^-} > r_{O^{2-}}$, ya que el cloro tiene una capa electrónica más que el oxígeno.

De acuerdo con lo expuesto, el orden creciente correcto de la energía reticular para las sustancias propuestas es:

$$U_{KCl} < U_{CaCl_2} < U_{CaO}$$

Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

$$KCl\ (-701) < CaCl_2\ (-2.223) < CaO\ (-3.414)$$

La respuesta correcta es la **a**.

8.60. ¿Cuál de las siguientes propuestas es correcta?
a) El cloruro de hidrógeno disuelto en agua no conduce la corriente eléctrica.
b) El cloruro de sodio es una sustancia no conductora que se transforma en conductora al fundir.
c) El diamante no presenta estructura tridimensional.
d) El HCl es una sustancia molecular que presenta enlaces de hidrógeno.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

a) Falso. El cloruro de hidrógeno al disolverse en agua forma ácido clorhídrico, acido fuerte, que se encuentra completamente disociado en iones y por ello conduce la corriente eléctrica:

$$HCl(g) + H_2O(l) \rightarrow Cl^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

b) **Verdadero**. Los sólidos iónicos como NaCl, no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Solo presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones, lo que permite el paso de los electrones.

c) Falso. El diamante es una sustancia formada únicamente por carbono, en la que cada átomo de carbono se encuentra unido a otros cuatro formando una red covalente.

d) Falso. El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. El cloro es un átomo demasiado grande para dar este tipo de enlace.

La respuesta correcta es la **b**.

8.61. ¿Cuál de las siguientes series de sustancias está ordenada por el valor creciente de su energía reticular?
a) NaCl < CaO < NaF < CaF_2
b) NaCl < NaF < CaO < CaF_2
c) NaCl < NaF < CaF_2 < CaO
d) CaO < CaF_2 < NaF < NaCl

(O.Q.L. Valencia 2016)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot 10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}) \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

En el caso de NaCl, NaF, CaF_2 y CaO y suponiendo que todas las sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son en NaCl y NaF (+1 y –1), CaF_2 (+2 y –1) y en CaO (+2 y –2).
- Respecto al tamaño de los cationes, $r_{Ca^{2+}} > r_{Na^+}$, ya que el calcio tiene una capa electrónica más que el sodio. Para los aniones, $r_{Cl^-} > r_{O^{2-}} > r_{F^-}$, ya que el cloro tiene una capa electrónica más que flúor y oxígeno y, además, este ha ganado más electrones que el flúor.

De acuerdo con lo expuesto, el orden creciente correcto de la energía reticular para las sustancias propuestas es:

$$U_{NaCl} < U_{NaF} < U_{CaF_2} < U_{CaO}$$

Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

NaCl (–769) < NaF (–910) < CaF_2 (–2.630) < CaO (–3.414)

La respuesta correcta es la **c**.

8.62. La cristalización de un sólido se ve favorecida por:
a) Eliminación rápida del disolvente, siembra con cristales del sólido y agitación.
b) Siembra con cristales del sólido, agitación y disoluciones diluidas.
c) Disoluciones saturadas, eliminación rápida del disolvente y agitación.
d) Disoluciones saturadas, eliminación lenta del disolvente y agitación.
e) Eliminación lenta del disolvente, disoluciones saturadas y siembra con cristales del sólido.

(O.Q.L. Madrid 2015)

La cristalización de una sustancia implica la formación de enlaces entre los iones que se encuentra en la disolución y requiere tres condiciones:

- Que la disolución esté saturada, ya que eso implica que existen muchos iones en la misma.
- La eliminación lenta de las moléculas de disolvente.
- Se haga una siembra de cristales del sólido que actúen como núcleos de cristalización.

La respuesta correcta es la **e**.

8.63. La temperatura de fusión del NaF es:
a) Mayor que la del MgO.
b) Menor que la del MgO.
c) Aproximadamente igual que la del MgO.
d) El NaF se descompone antes de fundir.

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

De las dos sustancias, presentará mayor temperatura de fusión la que forme una red cristalina más fuerte. Para determinarlo, es necesario determinar el valor su energía reticular.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

En el caso de NaF y MgO y suponiendo que ambas sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son en NaF (+1 y –1) y el doble en MgO (+2 y –2).
- Respecto al tamaño de los cationes, $r_{Na^+} > r_{Mg^{2+}}$, ya que el magnesio ha perdido más electrones que el sodio. Para los aniones, $r_{O^{2-}} > r_{F^-}$, ya que el oxígeno ha ganado más electrones que el flúor.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{NaF} < U_{MgO}$, por lo que, $T_{fus\ (NaF)} < T_{fus\ (MgO)}$

Los valores de las temperaturas de fusión (K) encontradas en la bibliografía son:

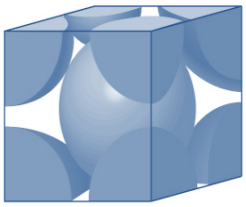
NaF (1.269) < MgO (3.125)

La respuesta correcta es la **b**.

8.64. ¿Cuál es la fórmula más sencilla para un sólido que contiene átomos de A y de B en una red tridimensional en la que los átomos de A ocupan los vértices y un átomo de B está situado en el centro del cubo que constituye la unidad de repetición?
a) AB
b) A_8B
c) A_4B
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. La Rioja 2016)

Se trata de una red iónica que presenta una estructura centrada en el cuerpo en la que un catión colocado en el centro de un cubo se encuentra rodeado por ocho aniones colocados en los vértices del cubo.



Una estructura de ese tipo se conoce con el nombre de red tipo cloruro de cesio a la que corresponde la fórmula AB.

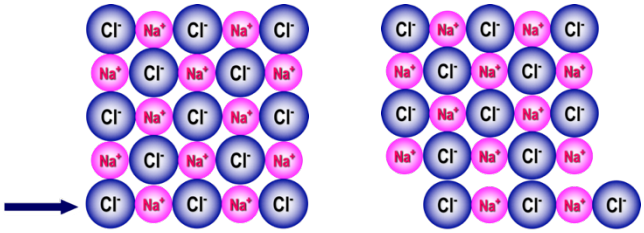
La respuesta correcta es la **a**.

8.65. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta. Los sólidos iónicos:
a) Conducen muy bien la corriente eléctrica.
b) Son dúctiles y maleables.
c) Se cargan fácilmente al frotarlos.
d) Ninguna de las anteriores afirmaciones es cierta.

(O.Q.L. La Rioja 2016)

a) Falso. Los compuestos iónicos no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Solo presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones, lo que permite el paso de los electrones a través de los mismos.

b) Falso. Los compuestos iónicos no son dúctiles y maleables. Todo lo contrario, son frágiles ya que una fuerza aplicada sobre la red cristalina produce una dislocación en la misma que enfrenta iones del mismo signo lo que provoca repulsión entre ellos y con ello la fractura del cristal.



c) Falso. La estructura interna de los compuestos iónicos no permite que adquieran electricidad por frotamiento.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1998 y 2005).

8.66. La energía reticular de un compuesto iónico se define como:
a) La energía desprendida en la formación de un mol de un compuesto iónico cristalino a partir de los iones que lo constituyen en estado gaseoso.
b) La energía de formación de un mol de un compuesto iónico a partir de los elementos que lo componen en estado normal.
c) La energía necesaria para disolver un mol de un compuesto iónico en sus elementos.
d) La energía almacenada en los iones gaseosos de un sólido cristalino en su red fundamental.

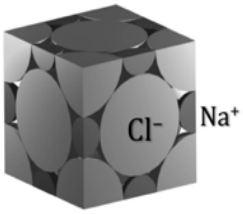
(O.Q.L. Murcia 2016)

La propuesta a) coincide con la definición de energía reticular.

8.67. En relación con un cristal de NaCl:
a) Se trata de un sólido molecular.
b) Los iones de Na y Cl están ordenados periódicamente en el espacio.
c) Solo los iones de Na están ordenados periódicamente en el espacio.
d) Cristaliza en el sistema hexagonal.

(O.Q.L. Madrid 2016)

El NaCl cristaliza con una red cúbica centrada en las caras, en la que los iones de Na y Cl se ordenan de forma periódica de forma que los Cl^- se sitúan en los vértices y en los centros de las caras del cubo, mientras que los Na^+ ocupan los centros de las aristas y el centro del cristal.



La respuesta correcta es la **b**.

8.68. Una sustancia sólida es un buen aislante eléctrico, con un punto de fusión elevado y ligeramente soluble en agua, esta sustancia podrá ser:
a) $BaSO_4$
b) $C_6H_{12}O_6$
c) PCl_5
d) SiO_2

(O.Q.L. Asturias 2016)

Si una sustancia posee las siguientes propiedades:

- Es un buen aislante eléctrico → Ninguna de las sustancias propuestas conduce la corriente eléctrica.

▪ Tiene elevado punto de fusión → debe formar una red cristalina sólida a temperatura ambiente. Esto descarta a las sustancias moleculares $PCl_5(l)$ y $C_6H_{12}O_6(s)$ que tienen bajos puntos de fusión.

▪ Es ligeramente soluble en agua → Esto descarta al SiO_2 que es una red covalente que presenta fuertes enlaces entre sus átomos que impiden que en agua puedan formarse iones.

La sustancia que posee las propiedades propuestas es $BaSO_4$.

La respuesta correcta es la **a**.

8.69. Indique la opción en la que la energía reticular (U_r) de los compuestos NaF, CaO, KF y $MgCl_2$ se encuentra ordenada correctamente:
a) U_r (KF) > U_r (NaF) > U_r (CaO) > U_r ($MgCl_2$)
b) U_r (NaF) > U_r (KF) > U_r ($MgCl_2$) > U_r (CaO)
c) U_r ($MgCl_2$) > U_r (CaO) > U_r (NaF) > U_r (KF)
d) U_r (CaO) > U_r ($MgCl_2$) > U_r (NaF) > U_r (KF)

(O.Q.L. Madrid 2017)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U_r = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}) \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

En el caso de KF, NaF, $MgCl_2$ y CaO y suponiendo que todas las sustancias tienen igual valor de A:

▪ Las cargas son en KF y NaF (+1 y –1), $MgCl_2$ (+2 y –1) y en CaO (+2 y –2).

▪ Respecto al tamaño de los cationes, $r_{K^+} > r_{Ca^{2+}} > r_{Na^+}$, ya que potasio y calcio tienen una capa electrónica más que el sodio y, además, el calcio ha perdido más electrones que el potasio. Para los aniones, $r_{Cl^-} > r_{O^{2-}} > r_{F^-}$, ya que el cloro tiene una capa electrónica más que oxígeno y flúor y, además, este ha ganado más electrones que el flúor.

De acuerdo con lo expuesto, el orden decreciente correcto de la energía reticular para las sustancias propuestas es:

$U_{CaO} > U_{MgCl_2} > U_{NaF} > U_{KF}$

Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

CaO (–3.414) > $MgCl_2$ (–2.526) > NaF (–930) > KF (–829)

La respuesta correcta es la **d**.

8.70. ¿Cuál es la energía reticular, U, del NaCl(s)?
Datos:
$\Delta_{dis}H°(Cl_2) = 244.600$ J mol^{-1}
Afinidad electrónica Cl = –345.500 J mol^{-1}
$\Delta_{sub}H°(Na) = 109.000$ J mol^{-1}
$\Delta_fH°(NaCl) = -411.000$ J mol^{-1}
Energía de ionización Na = 495.700 J mol^{-1}
a) 1.481,7 kJ mol^{-1}
b) –1.136,5 kJ mol^{-1}
c) 1.257,3 kJ mol^{-1}
d) –792,5 kJ mol^{-1}

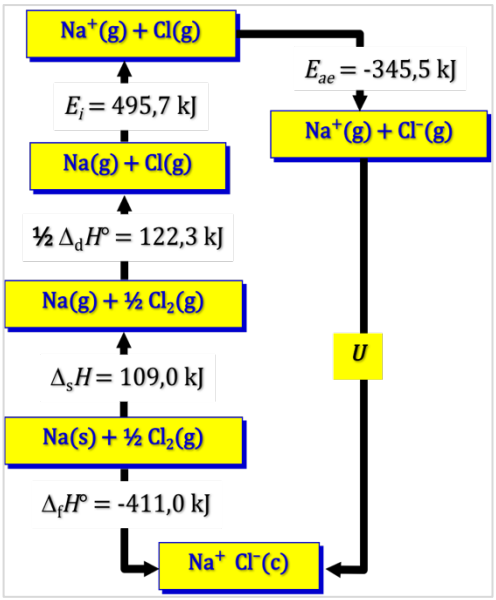
(O.Q.N. El Escorial 2017)

De acuerdo la ley de Hess (1840) se puede dibujar el ciclo de Born-Haber (1919) para una sustancia iónica. A partir del cual se puede calcular la energía reticular de la misma. Para el caso del NaCl se puede escribir:

$$\Delta_f H°(\text{NaCl}) = \Delta_s H°(\text{Na}) + ½\,\Delta_{dis} H°(\text{Cl}_2) + E_i(\text{Na}) + E_{ea}(\text{Cl}) + U(\text{NaCl})$$

Despejando y escribiendo las energías en kJ mol^{-1} en la expresión anterior:

$$U(\text{NaCl}) = \left(1\ \text{mol NaCl} \cdot \frac{-411\ \text{kJ}}{\text{mol NaCl}}\right) - \left(1\ \text{mol Na} \cdot \frac{109\ \text{kJ}}{\text{mol Na}}\right) - \left(½\ \text{mol Cl}_2 \cdot \frac{244{,}6\ \text{kJ}}{\text{mol Cl}_2}\right) - \left(1\ \text{mol Na} \cdot \frac{495{,}7\ \text{kJ}}{\text{mol Na}}\right) - \left(1\ \text{mol Cl} \cdot \frac{-345{,}5\ \text{kJ}}{\text{mol Cl}}\right) = -792{,}5\ \text{kJ mol}^{-1}$$



La respuesta correcta es la **d**.

8.71. De entre los siguientes compuestos iónicos: CsBr, NaF, KCl, KF y CaF_2, ¿cuáles tienen mayor y menor punto de fusión?
a) CaF_2 el mayor y KCl el menor.
b) KF el mayor y CsBr el menor.
c) NaF el mayor y KF el menor.
d) CaF_2 el mayor y CsBr el menor.

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte, es decir la que tenga mayor energía reticular.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5\ \text{pm} \end{cases}$$

En el caso de CsBr, NaF, KCl, KF y CaF_2 y, suponiendo que todas las sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son iguales en las cuatro primeras sustancias (+1 y –1) y (+2 y –1) en el CaF_2.
- Respecto a los tamaños de los cationes, $r_{Cs^+} > r_{K^+} > r_{Na^+} > r_{Ca^{2+}}$, ya que el cesio tiene más capas electrónicas que el potasio y, este una capa más el sodio y, por último, el calcio que ha perdido más electrones que el resto. Para los aniones, $r_{Br^-} > r_{Cl^-} > r_{F^-}$, ya que el bromo tiene una capa electrónica más que el cloro y, este una capa más que el flúor.

De acuerdo con lo expuesto:

$$U_{CaF_2} > U_{NaF} > U_{KF} > U_{KCl} > U_{CsBr}$$

El orden decreciente de las temperaturas de fusión de las sustancias propuestas es:

$$T_{fus\ (CaF_2)} > T_{fus\ (NaF)} > T_{fus\ (KF)} > T_{fus\ (KCl)} > T_{fus\ (CsBr)}$$

Los valores de las temperaturas de fusión (K) encontradas en la bibliografía son:

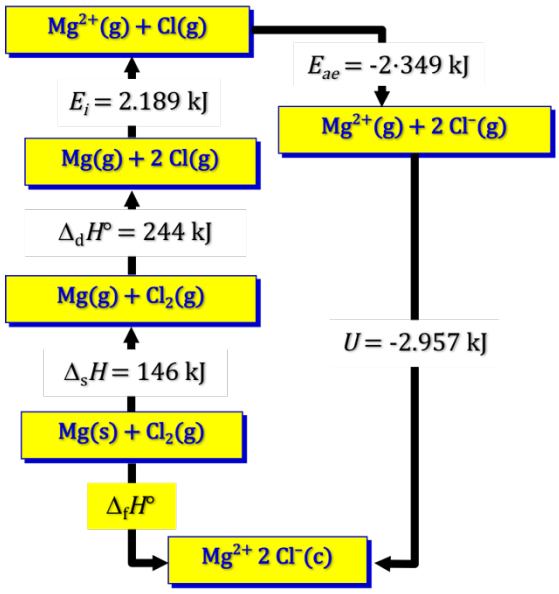
CaF_2 (1.691) > NaF (1.269) > KF (1.131) > KCl (1.044) > CsBr (909)

La respuesta correcta es la **d**.

8.72. A partir de los siguientes datos (kJ mol^{-1}): entalpía de sublimación del Mg(s) = 146; entalpía de disociación del $Cl_2(g)$ = 244; 1ª energía de ionización del Mg(s) = 738; 2ª energía de ionización del Mg(s) = 1.451; afinidad electrónica del Cl(g) = –349; energía de red del $MgCl_2(s)$ = –2.957. ¿Cuál será $\Delta_f H°$ del $MgCl_2(s)$?
a) 1.006 kJ mol^{-1}
b) 1.076 kJ mol^{-1}
c) –1.076 kJ mol^{-1}
d) –1.006 kJ mol^{-1}

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

De acuerdo la ley de Hess (1840) se puede dibujar el ciclo de Born-Haber (1919) para una sustancia iónica. A partir del cual se puede calcular la entalpía de formación de la misma. Para el caso del $MgCl_2$ se puede escribir:



$$\Delta_f H°(MgCl_2) = \Delta_s H°(Mg) + \Delta_{dis} H°(Cl_2) + E_{i1}(Mg) + E_{i2}(Mg) + 2\,E_{ea}(Cl) + U(MgCl_2)$$

Sustituyendo en la expresión anterior, se obtiene:

$$\Delta_f H°(MgCl_2) = \left(1\text{ mol Mg}\cdot\frac{146\text{ kJ}}{\text{mol Mg}}\right) + \left(1\text{ mol Cl}_2\cdot\frac{244\text{ kJ}}{\text{mol Cl}_2}\right) + \left(1\text{ mol Mg}\cdot\frac{738\text{ kJ}}{\text{mol Mg}}\right) + \left(1\text{ mol Mg}\cdot\frac{1.451\text{ kJ}}{\text{mol Mg}}\right) + \left(2\text{ mol Cl}\cdot\frac{-349\text{ kJ}}{\text{mol Cl}}\right) + \left(1\text{ mol MgCl}_2\cdot\frac{-2.957\text{ kJ}}{\text{mol MgCl}_2}\right) =$$

$$= -1.076\text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

8.73. De las siguientes afirmaciones, ¿cuál es correcta?
a) La densidad del hielo es mayor que la del agua.
b) La solubilidad del oxígeno en agua disminuye al aumentar la temperatura.
c) El punto de ebullición del HI es mayor que el del HBr debido a que el HI forma enlaces de hidrógeno más fuertes.
d) La energía reticular del KBr es mayor que del $CaCl_2$.

(Preselección Valencia 2017)

a) Incorrecta. La densidad del hielo es menor que el del agua líquida, ya que el empaquetamiento de los átomos en el hielo sólido es mejor que el agua líquida.

b) **Correcta**. La solubilidad de un gas en agua está regida por la ley de Henry (1803) que dice:

> "a temperatura constante, la cantidad de gas disuelta en un líquido es directamente proporcional a la presión parcial que ejerce ese gas sobre el líquido".

Su expresión matemática es:

$$c = k\,p \quad \rightarrow \quad \begin{cases} c = \text{concentración del gas} \\ k = \text{constante de Henry específica para cada gas} \\ p = \text{presión parcial del gas} \end{cases}$$

La constante k depende de la naturaleza del gas y la temperatura del líquido y es mayor cuanto menor es esta, por lo tanto, la solubilidad es mayor a menor temperatura.

c) Incorrecta. El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Ninguna de las dos sustancias propuestas es capaz de formar enlaces de hidrógeno, ya que no cumplen las condiciones propuestas para formar este tipo de enlaces.

d) Incorrecta. La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

En el caso de KBr y $CaCl_2$ y suponiendo que todas las sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son en KBr (+1 y –1) y en $CaCl_2$ (+2 y –1).
- Respecto al tamaño de los cationes, $r_{K^+} > r_{Ca^{2+}}$, ya que el calcio ha perdido más electrones que el potasio. Para los aniones, $r_{Br^-} > r_{Cl^-}$, ya que el bromo tiene una capa electrónica más que el cloro.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{CaCl_2} > U_{KBr}$.

Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

$CaCl_2$ (–2.223) > KBr (–671)

La respuesta correcta es la **b**.

8.74. Considerando las siguientes moléculas: NaF, CH_3OH y CH_4, ¿cuál de las siguientes afirmaciones no es correcta?
a) El fluoruro de sodio y el metanol son solubles en agua.
b) Estas moléculas poseen diferentes tipos de enlace químico.
c) El metanol posee una distribución asimétrica de los electrones.
d) El punto de ebullición del metanol es el mayor de todos debido a los enlaces de hidrógeno intermoleculares que se originan.
e) Ninguna de las anteriores es incorrecta.

(O.Q.L. País Vasco 2017)

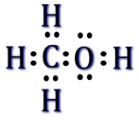
a) Correcto. NaF y CH_3OH son sustancias solubles en agua. La solubilidad se explica en:

- El NaF que al poseer enlace iónico se ioniza fácilmente en agua y se establece enlace intermoelcular ion-dipolo con las moléculas de agua.
- El CH_3OH al formar enlaces de hidrógeno con las moléculas de agua.

b) Correcto. NaF posee enlace iónico ya que está formado por un metal y un no metal con elevada diferencia de electronegatividad entre ambos.

- CH_3OH y CH_4 poseen enlace covalente ya que está formado por dos no metales con baja diferencia de electronegatividad entre ellos.

c) Correcto. En la estructura de Lewis del CH_3OH se observa la distribución asimétrica de los electrones:



d) **Incorrecto**. De las sustancias propuestas, el punto de ebullición más elevado le corresponde al NaF, ya que las fuerzas que mantienen unidas a los iones son tan intensas que forman una red iónica sólida a temperatura ambiente.

La respuesta correcta es la **d**.

8.75. De las siguientes afirmaciones referidas a trihaluros del galio seleccione la que sea correcta:

	I. GaF_3	II. $GaCl_3$	III. $GaBr_3$	IV. GaI_3
p. f. (°C)	950	78	122	212

a) Solo II es una sustancia molecular.
b) I y IV son sustancias iónicas.
c) II y III son sustancias moleculares y IV es iónica.
d) II, III y IV son sustancias moleculares.

(O.Q.L. Valencia 2017)

De las sustancias propuestas, las que tienen un punto de fusión relativamente bajo, $GaCl_3$, $GaBr_3$, GaI_3, y, que además presentan una diferencia de electronegatividad menor que 2 entre los halógenos que las forman y el galio, son sustancias con enlace predominantemente covalente, por lo que son sustancias moleculares. Por otra parte, GaF_3 que tiene un punto de fusión relativamente alto y que, además presenta una diferencia de electronegatividad mayor que 2 entre galio y flúor, es una sustancia con enlace predominantemente iónico.

La respuesta correcta es la **d**.

8.76. ¿En cuál de las siguientes series de sustancias iónicas, estas se encuentra ordenadas en orden creciente de energía reticular?
a) MgO < NaCl < $CaCl_2$ < LiF
b) NaCl < LiF < MgO < $CaCl_2$
c) LiF < NaCl < MgO < $CaCl_2$
d) NaCl < LiF < $CaCl_2$ < MgO
(Datos. Radios iónicos (pm): $O^{2-} = 140$; $Cl^- = 167$; $Na^+ \approx Ca^{2+}$)

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

En el caso de LiF, NaCl, $CaCl_2$ y MgO y suponiendo que todas las sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son en LiF y NaCl (+1 y –1), $CaCl_2$ (+2 y –1) y en MgO (+2 y –2).
- Respecto a al tamaño de los cationes, $r_{K^+} > r_{Ca^{2+}} \approx r_{Na^+} > r_{Li^+}$, ya que potasio y calcio tienen una capa electrónica más que el sodio y, este una capa más que el litio; además, el calcio ha perdido más electrones que el potasio. Para los aniones, $r_{Cl^-} \approx r_{O^{2-}} > r_{F^-}$, ya que el cloro tiene una capa electrónica más que oxígeno y flúor y, además, este ha ganado más electrones que el flúor.

De acuerdo con lo expuesto, el orden decreciente correcto de la energía reticular para las sustancias propuestas es:

$$U_{NaCl} < U_{LiF} < U_{CaCl_2} < U_{MgO}$$

Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

NaCl (–790) < LiF (–1.049) < $CaCl_2$ (–2.223) < MgO (–3.791)

La respuesta correcta es la **d**.

8.77. ¿Cuál es la energía reticular del CaO?
(Datos (kJ mol^{-1}): $\Delta_f H°(CaO) = -635$, $\Delta_{sub} H°(Ca) = 178$, $\Delta_{dis} H°(O_2) = 494$, E_{i1} (Ca) = 596, E_{i2} (Ca) = 1.152, E_{ea1} (O) = −141, E_{ea2} (O) = 744).
a) −2.170 kJ mol^{-1}
b) −3.658 kJ mol^{-1}
c) −711 kJ mol^{-1}
d) −3.411 kJ mol^{-1}

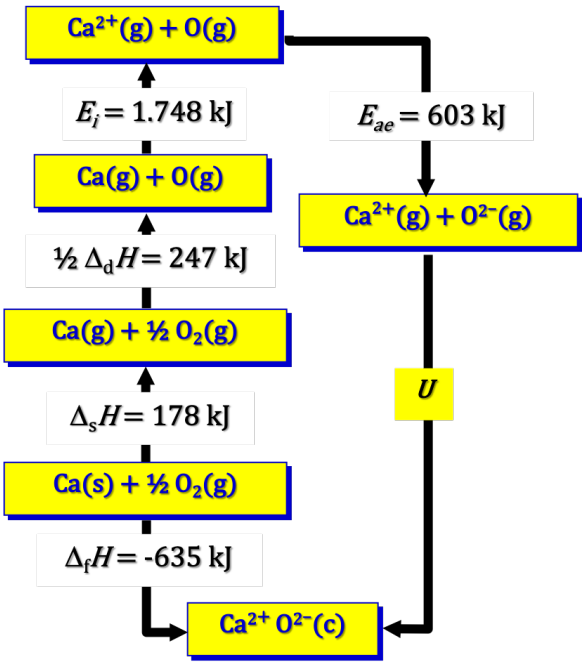
(O.Q.L. Valencia 2018)

De acuerdo la ley de Hess (1840) se puede dibujar el ciclo de Born-Haber (1919) para una sustancia iónica. A partir del cual se puede calcular la energía reticular de la misma. Para el caso del CaO se puede escribir:

$$\Delta_f H°(CaO) = \Delta_{sub} H°(Ca) + ½\,\Delta_{dis} H°(O_2) + $$
$$+ [E_{i1} + E_{i2}](Ca) + [E_{ea1} + E_{a2}](O) + U(CaO)$$

El valor de la energía reticular es:

$$U(CaO) = \left(1\ mol\ CaO \cdot \frac{-635\ kJ}{mol\ CaO}\right) -$$
$$-\left(1\ mol\ Ca \cdot \frac{178\ kJ}{mol\ Ca}\right) -$$
$$-\left(½\ mol\ O_2 \cdot \frac{494\ kJ}{mol\ O_2}\right) -$$
$$-\left(1\ mol\ Ca \cdot \frac{(596 + 1.152)\ kJ}{mol\ Ca}\right) -$$
$$-\left(1\ mol\ O \cdot \frac{(-141 + 744)\ kJ}{mol\ O}\right) =$$
$$= -3.411\ kJ\ mol^{-1}$$



La respuesta correcta es la **d**.

8.78. Cierta sustancia cristalina es aislante eléctrico e insoluble en agua, presenta un punto de fusión elevado y en estado fundido conduce la electricidad. ¿Qué afirmación es la correcta?
a) La sustancia cristalina es de naturaleza metálica.
b) La sustancia cristalina es de tipo iónico con baja energía reticular.
c) La sustancia cristalina es de tipo red covalente.
d) La sustancia cristalina es de tipo iónico con elevada energía reticular.

(O.Q.L. Valencia 2018)

Si una sustancia posee las siguientes propiedades:

- Elevado punto de fusión → Propiedad común a las sustancias que presentan una red cristalina.
- Es aislante eléctrico → Descarta a la sustancia que es de naturaleza metálica.
- Conduce la corriente eléctrica en estado fundido → Descarta a la sustancia de tipo red covalente.
- Es insoluble en agua → Descarta a las sustancias que son tipo red covalente y tipo iónico con baja energía reticular.

La sustancia que posee estas propiedades es la de tipo iónico con elevada energía reticular.

La respuesta correcta es la **d**.

8.79. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones no es correcta?
a) El punto de ebullición del CaO es mayor que el del CsI.
b) Cuanto mayor es el radio de los iones en un sólido iónico, mayor es su energía reticular.
c) El CaO conduce la electricidad en estado líquido, pero es aislante en estado sólido.
d) Según la teoría de bandas, la diferencia de energía entre la banda de valencia y la de conducción es mayor en el silicio que en el cobre.
e) La energía de disociación del dinitrógeno es superior a la de la hidracina ($H_2N–NH_2$).

(O.Q.L. País Vasco 2018)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}) \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

a) Correcto. Respecto a las cargas, son mayores en el CaO (+2 y –2) que el CsI (+1 y –1). Respecto a la distancia interiónica, es menor en el CaO ya que está formada por elementos con menos capas electrónicas que el CsI. Por este motivo, $U_{CaO} > U_{CsI}$, lo que hace que el punto de ebullición del CaO sea mayor que el del CsI.

b) **Incorrecto**. De acuerdo con la expresión de Born-Mayer, la energía reticular es inversamente proporcional al tamaño de los iones.

c) Correcto. Los sólidos iónicos como el CaO no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Solo presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones, lo que permite el paso de los electrones a través de los mismos.

d) Correcto. La diferencia de energía entre la banda de valencia y la de conducción es mayor en el silicio que en el cobre, por eso el primero es un elemento semiconductor y el segundo es un excelente conductor de la corriente eléctrica.

e) Correcto. La energía de disociación de la molécula de dinitrógeno es mucho mayor de la de la hidracina, ya que en la primera existe un triple enlace entre los átomos de nitrógeno, mientras que, en la segunda el enlace entre ellos es sencillo.

La respuesta correcta es la **b**.

8.80. Respecto del punto de fusión de los compuestos iónicos KF, RbI, RbF, CaF_2:
a) El del CaF_2 es el mayor.
b) El del KF es el menor.
c) El del RbI es mayor que el del RbF (RbI > RbF).
d) El del KF es menor que el del RbF (KF < RbF).

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte, es decir la que tenga mayor energía reticular.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}) \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

En el caso de RbI, RbF, KF y CaF_2 y suponiendo que todas las sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son en RbI, RbF y KF (+1 y –1) y en CaF_2 (+2 y –1).
- Respecto al tamaño de los cationes, $r_{Rb^+} > r_{K^+} > r_{Ca^{2+}}$, ya que el rubidio tiene una capa electrónica más que potasio y calcio y, además, el calcio ha perdido más electrones que el potasio. Para los aniones, $r_{I^-} > r_{F^-}$, ya que el yodo tiene más capas electrónicas que el flúor.

De acuerdo con lo expuesto, el orden creciente correcto de la energía reticular para las sustancias propuestas es:

$$U_{RbI} < U_{RbF} < U_{KF} < U_{CaF_2}$$

Por tanto:

$$T_{fus\ (RbI)} < T_{fus\ (RbF)} < T_{fus\ (KF)} < T_{fus\ (CaF_2)}$$

Los valores de los puntos de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:

RbI (920) < RbF (1.068) < KF (1.131) < CaF_2 (1.691)

La respuesta correcta es la **a**.

8.81. Respecto de la solubilidad de los compuestos iónicos NaCl, KBr, LiF, CsI:
a) La del CsI es la menor.
b) La del NaCl es la mayor.
c) La del CsI es menor que la del NaCl (CsI < NaCl).
d) La del KBr es mayor que la del LiF (KBr > LiF).

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

Presentará mayor solubilidad aquella sustancia que forme una red cristalina más débil, es decir, sea menor su energía reticular y así sea más fácil de romper por acción de las moléculas de agua.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}) \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5\ \text{pm} \end{cases}$$

En el caso de LiF, NaCl, KBr y CsI y suponiendo que todas las sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son las mismas en todas las sustancias (+1 y –1).
- Respecto al tamaño de los cationes, $r_{Cs^+} > r_{K^+} > r_{Na^+} > r_{Li^+}$, ya que el cesio tiene más capas electrónicas que el potasio y, este una capa más que el sodio, que tiene una capa más que el litio. Para los aniones, $r_{I^-} > r_{Cl^-} > r_{F^-}$, ya que el yodo tiene más capas electrónicas que el cloro y, este tiene una capa más que el flúor.

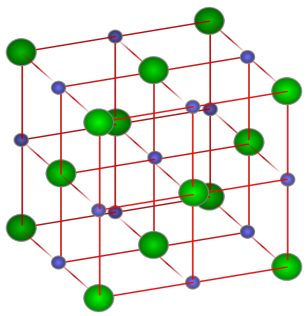
De acuerdo con lo expuesto, $U_{CsI} < U_{KBr} < U_{NaCl} < U_{LiF}$, por lo que la solubilidad del KBr es mayor que la del LiF.

Los valores de las solubilidades en agua a 20 °C (g/100 mL) encontrados en la bibliografía son:

CsI (76,5) > KBr (65,3) > NaCl (35,9) > LiF (0,127)

La respuesta correcta es la **d**.

8.82. La estructura reticular del cloruro de sodio, NaCl, es uno de los tipos básicos de estructuras cristalinas de compuestos iónicos. Su celda unidad cúbica centrada en las caras se muestra en la figura.
También algunos compuestos con iones divalentes cristalizan con este tipo de estructura, por ejemplo, la galena, un mineral cuya composición química es PbS. Sabiendo que la arista de la celda unidad de la galena es $a = b = c =$ 5,94 Å, ¿cuál es la densidad de la galena?



a) 1,49 g cm^{-3}
b) 1,89 g cm^{-3}
c) 3,79 g cm^{-3}
d) 7,58 g cm^{-3}

(O.Q.N. Santander 2019)

Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en las caras contiene 8 átomos:

$$\frac{1}{8}\cdot 8\text{ átomos (vértice)} + \frac{1}{2}\cdot 6\text{ átomos (cara)} + \frac{1}{4}\cdot 12\text{ átomos (arista)} + 1\text{ átomo (centro)} = 8\text{ átomos}$$

A partir de la arista del cubo a se puede obtener su volumen:

$$V = a^3 = \left(5{,}94\text{ Å}\cdot\frac{10^{-10}\text{ m}}{1\text{ Å}}\cdot\frac{10^{2}\text{ cm}}{1\text{ m}}\right)^3 = 2{,}10\cdot10^{-22}\text{ cm}^3$$

Relacionando masa, átomos y volumen de la celda unidad se obtiene la densidad del metal:

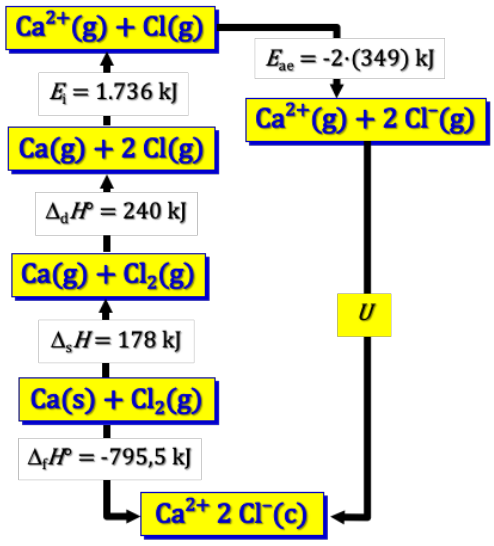
$$\frac{239{,}3\text{ g}}{\text{mol}}\cdot\frac{1\text{ mol}}{N_A\text{ unidades fórmula}}\cdot\frac{1\text{ unidad fórmula}}{2\text{ átomos}}\cdot\frac{8\text{ átomos}}{\text{cubo}}\cdot\frac{1\text{ cubo}}{1{,}65\cdot10^{-22}\text{ cm}^3} = 7{,}58\text{ g cm}^{-3}$$

La respuesta correcta es la **d**.

8.83. Determine la energía reticular o energía de red del cloruro de calcio sólido, $CaCl_2(s)$ a partir de los siguientes datos (kJ mol^{-1}): $\Delta_f H°$ ($MgCl_2$) = –795,5; energía de sublimación (Ca) = 178,0; energía de disociación (Cl_2) = 240,0; energías de ionización (Ca) = 590; (Ca^+) = 1.146; afinidad electrónica (Cl) (Cl) = –349.
a) –1.105,5 kJ mol^{-1}
b) –3.647,5 kJ mol^{-1}
c) –855,5 kJ mol^{-1}
d) –2.252 kJ mol^{-1}

(O.Q.L. Valencia 2019) (O.Q.L. La Rioja 2019)

De acuerdo la ley de Hess (1840) se puede dibujar el ciclo de Born-Haber para una sustancia iónica. A partir del mismo se puede calcular la energía reticular del compuesto. Para el caso del $CaCl_2$ se puede escribir:



$$\Delta_f H°(CaCl_2) = \Delta_s H°(Ca) + \Delta_{dis} H°(Cl_2) + E_{i1}(Ca) + E_{i2}(Ca) + 2\,E_{ea}(Cl) + U(CaCl_2)$$

Sustituyendo en la expresión anterior, se obtiene:

$$U(CaCl_2) = \left(1\text{ mol }CaCl_2\cdot\frac{-795{,}5\text{ kJ}}{\text{mol }CaCl_2}\right) - \left(1\text{ mol Ca}\cdot\frac{178{,}0\text{ kJ}}{\text{mol Ca}}\right) - \left(1\text{ mol }Cl_2\cdot\frac{240{,}0\text{ kJ}}{\text{mol }Cl_2}\right) - \left(1\text{ mol Ca}\cdot\frac{590{,}0\text{ kJ}}{\text{mol Ca}}\right) - \left(1\text{ mol Ca}\cdot\frac{1.146\text{ kJ}}{\text{mol Ca}}\right) - \left(2\text{ mol Cl}\cdot\frac{-349{,}0\text{ kJ}}{\text{mol Cl}}\right) = -2.252\text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

8.84. De los siguientes sólidos iónicos, ¿cuál tiene la menor energía reticular?
a) NaF
b) $MgCl_2$
c) LiF
d) MgO

(O.Q.L. Preselección Valencia 2020)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot 10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}) \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

En el caso de LiF, NaF, $MgCl_2$ y MgO y suponiendo que todas las sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son en LiF y NaF (+1 y –1), en CaF_2 (+2 y –1) y en MgO (+2 y –2).
- Respecto al tamaño de los cationes, $r_{Na^+} > r_{Mg^{2+}} > r_{Li^+}$, ya que sodio y magnesio tienen una capa electrónica más que litio y, además, el magnesio ha perdido más electrones que el sodio. Para los aniones, $r_{Cl^-} > r_{O^{2-}} > r_{F^-}$, ya que el cloro tiene una capa electrónica más que oxígeno y flúor y, además, este ha ganado más electrones que el flúor.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{NaF} < U_{LiF} < U_{MgCl_2} < U_{MgO}$, por lo que la menor energía reticular le corresponde al NaF.

Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

NaF (–930) < LiF (–1.049) < $MgCl_2$ (–2.526) < MgO (–3.791)

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castellón 2008 y Valencia 2011 y otras).

8.85. Señale la afirmación correcta:
a) Los sólidos iónicos no conducen la electricidad.
b) Los sólidos covalentes moleculares poseen altos puntos de fusión.
c) Los sólidos iónicos poseen puntos de fusión altos.
d) La energía reticular se puede definir como la energía necesaria para arrancar a un átomo el electrón más débilmente retenido.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2020)

a) **Correcto**. Los sólidos iónicos no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Solo presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones, lo que permite el paso de los electrones a través de los mismos.

b) Incorrecto. Los sólidos covalentes moleculares presentan bajos puntos de fusión debido a que las fuerzas de atracción de van der Waals existentes entre sus moléculas son débiles.

c) **Correcto**. Los sólidos iónicos presentan altos puntos de fusión debido a las intensas fuerzas de atracción existentes entre los iones.

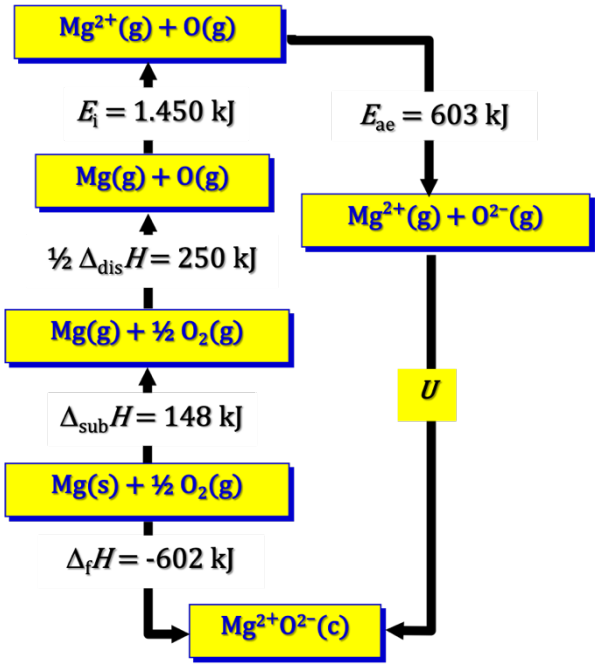
d) Incorrecto. Esa definición corresponde a la energía de ionización de un átomo.

Las respuestas correctas son **a** y **c**.

8.86. Calcule la energía de red o reticular del MgO sabiendo que cuando se forma a partir de sus elementos se desprenden 602 kJ mol^{-1}.
a) 1.310 kJ mol^{-1}
b) 1.481 kJ mol^{-1}
c) 1.606 kJ mol^{-1}
d) 1.294 kJ mol^{-1}
(Datos (kJ mol^{-1}): E_{sub} (Mg) = 148; E_i (Mg) = 1.450; E_{dis} (O_2) = 250; E_{ae} (O) = 844).

(O.Q.L. La Rioja 2020)

De acuerdo la ley de Hess (1840) se puede dibujar el ciclo de Born-Haber (1919) para una sustancia iónica. A partir del mismo se puede calcular la energía reticular del compuesto. Para el caso del MgO se puede escribir:



$$\Delta_f H°(MgO) = \Delta_{sub} H°(Mg) + ½\,\Delta_{dis} H°(O_2) + $$
$$+ [E_{i1} + E_{i2}](Mg) + [E_{ea1} + E_{a2}](O) + U(MgO)$$

El valor de la energía reticular es:

$$U(MgO) = \left(1\ mol\ MgO \cdot \frac{-602\ kJ}{mol\ MgO}\right) -$$
$$-\left(1\ mol\ Mg \cdot \frac{148\ kJ}{mol\ Mg}\right) -$$
$$-\left(1\ mol\ O_2 \cdot \frac{250\ kJ}{mol\ O_2}\right) -$$
$$-\left(1\ mol\ Mg \cdot \frac{1.450\ kJ}{mol\ Mg}\right) -$$
$$-\left(1\ mol\ O \cdot \frac{844\ kJ}{mol\ O}\right) =$$
$$= -3.294\ kJ\ mol^{-1}$$

Ninguna respuesta es correcta.

8.87. El orden creciente de temperaturas de fusión de las sustancias iónicas NaF, MgO, NaCl y MgS es:
a) NaF < MgO < NaCl < MgS
b) NaF < NaCl < MgO < MgS
c) NaCl < MgS < NaF < MgO
d) NaCl < NaF < MgS < MgO

(O.Q.L. Castilla y León 2020)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte, es decir la que tenga mayor energía reticular.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\,\frac{Q^+ \cdot Q^-}{d}\,A\left[1 - \frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}) \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5\ \text{pm} \end{cases}$$

En el caso de NaF, NaCl, MgS y MgO y suponiendo que todas las sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son en NaCl y NaF (+1 y –1) y en MgS y MgO (+2 y –2).

- Respecto al tamaño de los cationes, $r_{Na^+} > r_{Mg^{2+}}$, ya que el magnesio ha perdido más electrones que el sodio. Para los aniones, $r_{S^{2-}} > r_{O^{2-}}$, ya que el azufre tiene una capa electrónica más que el oxígeno.

De acuerdo con lo expuesto, el orden creciente correcto de la energía reticular para las sustancias propuestas es:

$$U_{NaCl} < U_{NaF} < U_{MgS} < U_{MgO}$$

por tanto, el orden creciente correcto de las temperaturas de fusión para las sustancias propuestas es:

$$T_{fus\ (NaCl)} < T_{fus\ (NaF)} < T_{fus\ (MgS)} < T_{fus\ (MgO)}.$$

Los valores de los puntos de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:

NaCl (1.074) < NaF (1.266) < MgS (2.270) < MgO (3.125)

La respuesta correcta es la **d**.

8.88. Excepto una, las siguientes características son típicas de compuestos iónicos en fase sólida:
a) La elevada conductividad eléctrica.
b) El elevado punto de fusión.
c) La buena solubilidad en agua.
d) Su baja solubilidad en disolventes orgánicos.

(O.Q.L. Valencia 2020)

a) **Falso**. Los compuestos iónicos no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Solo presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones, lo que permite el paso de los electrones a través de los mismos.

b) Verdadero. Las elevadas energías reticulares de los compuestos iónicos determinan que resulte muy difícil romper las redes cristalinas, por lo que estos tienen elevadas temperaturas de fusión y son sólidos a temperatura ambiente.

c) Verdadero. Los compuestos iónicos son muy solubles en disolventes muy polares como el agua. Esto se debe a que las fuerzas de atracción regidas por la ley de Coulomb (1785) que mantienen unidos a los iones que forman la red cristalina se hacen más pequeñas en agua debido a que la constante dieléctrica del agua tiene un valor elevado ($\varepsilon = 80\ \varepsilon_0$).

d) Verdadero. Los compuestos iónicos, muy polares, son insolubles en disolventes orgánicos ya que estos son sustancias no polares.

La respuesta correcta es la **a**.

9. REDES METÁLICAS

9.1. Los elementos metálicos se caracterizan por:
a) Tomar fácilmente electrones del oxígeno del aire.
b) Ser malos conductores eléctricos.
c) Ceder electrones cuando hay alguien capaz de aceptárselos.
d) Tener una temperatura de fusión muy elevada.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

a) Falso. Los elementos metálicos se caracterizan por tener bajas energías de ionización, lo que hace que cedan fácilmente electrones.

b) Falso. De acuerdo con el modelo del "mar de electrones", los sólidos metálicos conducen muy bien la corriente, ya que liberan fácilmente electrones de la capa de valencia que se mueven libremente alrededor de los núcleos.

c) **Verdadero**. Según se ha justificado en el apartado anterior.

d) Falso. Los metales alcalinos y alcalinotérreos no tienen una temperatura de fusión elevada como el resto de los metales.

La respuesta correcta es la **c**.

9.2. Indique cuál de las proposiciones siguientes es falsa:
a) Los cationes son más pequeños que los aniones.
b) El sodio tiene una temperatura de fusión mayor que el magnesio.
c) El sodio metal se puede cortar con un cuchillo.
d) El CH_2Cl_2 es polar.

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2020)

a) Verdadero. En los cationes al disminuir el número de electrones disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor, por lo que el radio del catión es menor que el del átomo neutro.

En los aniones, ocurre lo contrario, al aumentar el número de electrones aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor, por lo que el radio del anión es menor que el del átomo neutro.

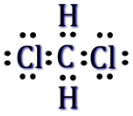
b) **Falso**. La temperatura de fusión en un sólido metálico es tanto más alta cuanto mayor sea el valor de su energía reticular, que es más elevada cuanto mayor es la carga y menor el tamaño del metal.

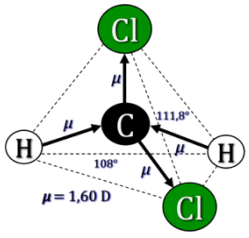
Como el sodio tiene menor carga (+1) y es más grande que el magnesio (+2), su energía reticular es menor y su temperatura de fusión también lo es.

Los valores de la temperatura de fusión (K) encontrados en la bibliografía son: Na (370,9) y Mg (923,1).

c) Verdadero. Tal como se ha justificado en el apartado anterior, el sodio es un metal con gran tamaño y poca carga por lo que su energía reticular es pequeña. Esto quiere decir que las fuerzas que mantienen unidos los átomos son tan débiles que el sodio se puede cortar con un cuchillo.

d) Verdadero. La estructura de Lewis de la molécula de diclorometano es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_2Cl_2 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Al ser el cloro ($\chi = 3{,}16$) y el carbono ($\chi = 2{,}55$) más electronegativos que que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esta geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}60$ D) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **b**.

9.3. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:
a) Los sólidos covalentes son malos conductores de la corriente eléctrica ya que tienen átomos en posiciones fijas.
b) El enlace metálico solo se da en estado sólido.
c) Los compuestos iónicos fundidos conducen la corriente eléctrica.
d) Los sólidos metálicos son conductores porque los electrones se desplazan alrededor de los núcleos positivos.
e) En general, la energía de enlace de la interacción dipolo instantáneo – dipolo inducido es menor que en la interacción dipolo-dipolo.

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

a) **Falso**. El grafito es un sólido covalente que posee electrones deslocalizados en su estructura, por lo que permite el paso de los electrones a través de la misma lo que lo hace buen conductor de la corriente eléctrica. Sin embargo, en el caso del diamante, otro sólido covalente, ocurre justamente lo contrario.

b) **Falso**. El mercurio es un elemento metálico que es líquido a temperatura ambiente, ya que presenta un débil enlace metálico entre sus átomos debido a la poca participación en el enlace de los electrones situados en los orbitales 6*s* por la contracción relativista de estos.

c) Verdadero. Entre las propiedades de los compuestos iónicos está que son excelentes conductores de la corriente eléctrica en estado líquido, ya que se rompe la red y los iones quedan libres permitiendo el paso de los electrones.

d) Verdadero. Los enlaces intermoleculares dipolo instantáneo–dipolo inducido (fuerzas de dispersión de London) son más débiles que los enlaces intermoleculares dipolo–dipolo.

e) Verdadero. De acuerdo con el modelo del "mar de electrones", los sólidos metálicos conducen la corriente, ya que liberan fácilmente electrones de la capa de valencia que se mueven libremente alrededor de los núcleos.

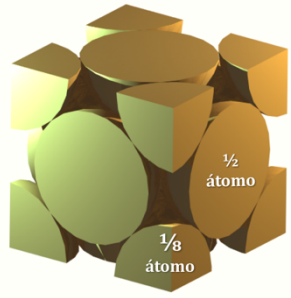
Las respuestas correctas son **a** y **b**.

9.4. Un metal cristaliza en una estructura cúbica centrada en las caras. El número de átomos por celdilla unidad es:
a) 2
b) 4
c) 6
d) 8
e) 9
f) 10
g) 13
h) Faltan datos para resolverse.

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.L. Madrid 2017)

Según se observa en la figura, el número de átomos que integran una red cúbica centrada en las caras es:

$$\left.\begin{array}{l}\dfrac{1}{8}\cdot 8 \text{ átomos (vértice)}\\[2ex] \dfrac{1}{2}\cdot 6 \text{ átomos (cara)}\end{array}\right\} \rightarrow 4 \text{ átomos}$$



La respuesta correcta es la **b**.

9.5. Indique que frase no es cierta:
a) El aluminio y el diamante son insolubles en agua y benceno.
b) Los metales son frágiles, dúctiles y maleables.
c) El naftaleno y el yodo son solubles en benceno.
d) Los metales son buenos conductores del calor y la electricidad.

(O.Q.L. Baleares 2004)

Los metales tienen una estructura cristalina que les confiere la propiedad de ser dúctiles y maleables pero no son frágiles como las estructuras cristalinas iónicas o covalentes.

La respuesta correcta es la **b**.

9.6. Cuando aumenta la temperatura de un sólido:
a) Disminuye el volumen.
b) Aumenta la densidad.
c) Disminuye la densidad.
d) Aumenta la masa.

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

Cuando se aumenta la temperatura de un sólido, este se dilata y aumenta su volumen, por lo que disminuye la densidad.

La respuesta correcta es la **c**.

9.7. ¿Qué es el acero común?
a) Una aleación de hierro con carbono.
b) Una aleación de hierro con otros metales.
c) Una aleación de hierro con cobre.
d) Hierro tratado para hacerlo más dúctil.
e) Una aleación de Fe y Si.
f) Una aleación de Fe y Al.

(O.Q.L. Murcia 2008) (O.Q.L. Murcia 2017)

El acero es una aleación de hierro con pequeñas cantidades de carbono (hasta el 1,5 %). Si se añaden a la aleación elementos como Cr, Ni, Mn, V, Mo y W, se pueden conseguir aceros con propiedades especiales.

La respuesta correcta es la **a**.

9.8. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:
a) Dos elementos con electronegatividades parecidas tienden a formar enlace iónico.
b) En una molécula de H_2O los enlaces son muy polares y por tanto es un ejemplo de enlace iónico.
c) Cuando se tiene cobre metálico, aunque se escribe Cu no se tienen átomos aislados sino unidos mediante enlace metálico.
d) La regla del octeto indica que el núcleo de un elemento está rodeado de un número de electrones múltiplo de 8.
e) Los compuestos de coordinación son siempre gaseosos.

(O.Q.L. País Vasco 2010) (O.Q.L. País Vasco 2011)

a) Falso. Los elementos con electronegatividades parecidas forman un enlace covalente en el que comparten electrones entre ellos.

b) Falso. Aunque los enlaces entre los átomos de la molécula de agua sean muy polares la diferencia de electronegatividad entre hidrógeno y oxígeno no es lo suficientemente elevada, por lo que el enlace que presenta el agua es covalente polar y el compuesto que forman es molecular.

c) **Verdadero**. Los elementos metálicos, como el Cu, forman redes cristalinas integradas por un elevado número de átomos, aunque se representan solo mediante el símbolo del elemento.

d) Falso. La regla del octeto consiste en un átomo tenga llenos los orbitales de valencia (última capa) con 8 electrones consiguiendo una configuración electrónica de gas noble, $ns^2\ np^6$, muy estable.

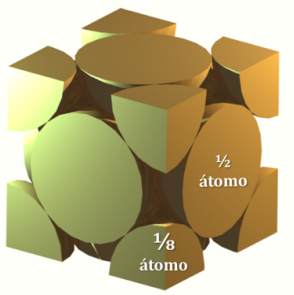
e) Falso. Los compuestos de coordinación se forman entre un catión de un metal de transición (ácido de Lewis) y una especie con pares de electrones solitarios para compartir (base de Lewis) y son sólidos cristalinos a temperatura ambiente.

La respuesta correcta es la **c**.

9.9. Se tiene un metal desconocido del que se conocen los siguientes datos:
densidad = 10,5 g cm^{-3} sistema cristalino = cúbico centrada en las caras
longitud de la arista de la celda unidad = 409 pm (determinada por difracción de RX)
¿De qué metal se trata?
a) Ag (A_r = 108)
b) Rh (A_r = 103)
c) Pt (A_r = 195)
d) Ir (A_r = 192)
e) Au (A_r = 197)

(O.Q.N. Valencia 2011)

Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en las caras contiene 4 átomos:



$$\frac{1}{8}\ 8\ \text{átomos (vértice)} + \frac{1}{2}\ 6\ \text{átomos (cara)} = 4\ \text{átomos}$$

El volumen de la celdilla unidad es:

$$V = \left(409\ \text{pm} \cdot \frac{1\ \text{cm}}{10^{10}\ \text{pm}}\right)^3 = 6{,}84 \cdot 10^{-23}\ \text{cm}^3$$

Relacionando volumen, átomos y densidad se obtiene la masa molar del metal:

$$\frac{10{,}5\ \text{g}}{\text{cm}^3} \cdot \frac{6{,}84 \cdot 10^{-23}\ \text{cm}^3}{\text{cubo}} \cdot \frac{\text{cubo}}{4\ \text{átomos}} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{átomo}}{1\ \text{mol}} = 108\ \text{g mol}^{-1}$$

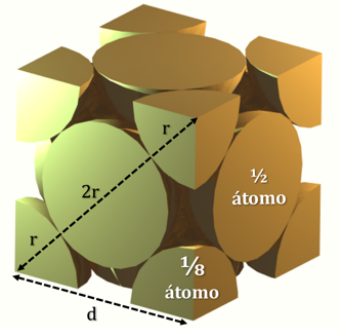
La masa molar obtenida corresponde al metal Ag.

La respuesta correcta es la **a**.

9.10. Un metal cristaliza con una estructura cúbica centrada en las caras y, tiene una celda unidad cuya arista mide 408 pm. ¿Cuál es el diámetro de los átomos?
a) 144 pm
b) 204 pm
c) 288 pm
d) 408 pm
e) Ninguno de los anteriores.

(O.Q.L. Valencia 2012)

Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en las caras contiene 4 átomos:



$$\frac{1}{8} \cdot 8\ \text{átomos (vértice)} + \frac{1}{2} \cdot 6\ \text{átomos (cara)} = 4\ \text{átomos}$$

También se puede observar, que la diagonal de una cara del cubo, D, está integrada por cuatro radios atómicos.

A partir de la arista del cubo, d, se puede obtener el valor de la diagonal, D, de la cara:

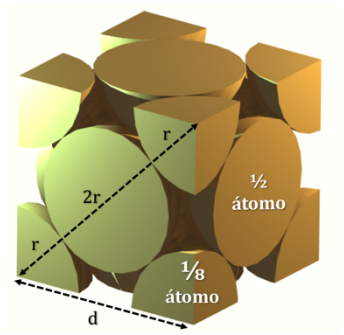
$$D = \sqrt{d^2 + d^2} = d\sqrt{2} = 408 \cdot \sqrt{2} = 577\ \text{pm}$$

La respuesta correcta es la **e**.

9.11. El calcio cristaliza con una estructura cúbica centrada en las caras (o cúbica compacta). El radio atómico del calcio es 197 pm, la arista medirá (en pm):
a) 590
b) 279
c) 394
d) 557
e) 390

(O.Q.L. Valencia 2013)

Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en las caras contiene 4 átomos:



$$\frac{1}{8}\cdot 8\ \text{átomos (vértice)} + \frac{1}{2}\cdot 6\ \text{átomos (cara)} = 4\ \text{átomos}$$

También se puede observar, que la diagonal de una cara del cubo, D, está integrada por cuatro radios atómicos.

La relación entre el radio del átomo, r, la arista del cubo, d, y la diagonal de la cara, D, viene dada por la expresión:

$$D = \sqrt{d^2 + d^2} \quad \rightarrow \quad 4r = d\sqrt{2}$$

El valor de la arista es:

$$d = \frac{4}{\sqrt{2}}\cdot (197\ \text{pm}) = 557\ \text{pm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

9.12. ¿Qué significa que un metal es maleable?
a) Que es duro.
b) Que se puede rayar.
c) Que se puede obtener en hojas delgadas.
d) Que se puede obtener en hilos.

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

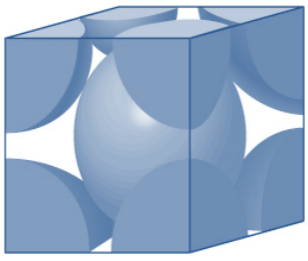
La maleabilidad es una propiedad que tienen los metales que aparece cuando se les somete a fuerzas que hacen que su estructura se deforme y adquieran forma de hojas delgadas. Esto es debido a la estructura que presentan, en la que los núcleos se encuentran unidos por medio de una nube de electrones que les rodea que se deslizan unos con respecto a otros con la aplicación de estas fuerzas.

La respuesta correcta es la **c**.

9.13. El cromo ($A = 52$ g mol^{-1}) cristaliza en una red cúbica centrada en el cuerpo, donde la longitud de la arista de la celda unidad es de 288 pm. La densidad (g cm^{-3}) del cromo es:
a) 21,7
b) 14,4
c) 3,6
d) 7,2

(O.Q.L. Valencia 2014)

Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en el cuerpo contiene 2 átomos:



$$\frac{1}{8}\ 8\ \text{átomos (vértice)} + 1\ \text{átomos (centro)} = 2\ \text{átomos}$$

El volumen de la celdilla unidad es:

$$V = \left(288\ \text{pm}\cdot\frac{1\ \text{cm}}{10^{10}\ \text{pm}}\right)^3 = 2{,}39\cdot 10^{-23}\ \text{cm}^3$$

Relacionando volumen, átomos y masa molar del metal se obtiene la densidad del mismo:

$$\frac{2\text{ átomos}}{\text{cubo}}\cdot\frac{\text{cubo}}{2{,}39\cdot10^{-23}\text{ cm}^3}\cdot\frac{1\text{ mol}}{6{,}022\cdot10^{23}\text{ átomos}}\cdot\frac{52\text{ g}}{1\text{ mol}}=7{,}2\text{ g cm}^{-3}$$

La respuesta correcta es la **d**.

9.14. ¿Qué propiedad distingue mejor a los sólidos metálicos de otros sólidos?
a) Tienen una estructura ordenada tridimensional.
b) Se funden a bajas temperaturas.
c) Tienen brillo.
d) Presentan conductividad eléctrica tridimensional.
e) Fractura.

(O.Q.L. Madrid 2015)

▪ Estructura ordenada tridimensional que presenta brillo → No descarta a ningún sólido.

▪ Bajo punto de fusión → Solo es típico de los sólidos moleculares y descarta a los sólidos iónicos y covalentes atómicos y metálicos.

▪ Conductividad eléctrica tridimensional → Solo es típico de los sólidos metálicos y descarta a los sólidos iónicos y covalentes atómicos, como el grafito, que solo tienen conductividad por planos.

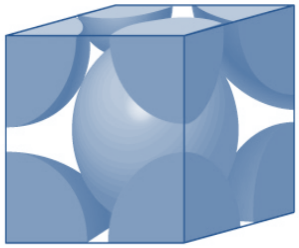
▪ Fractura → Solo es típico de sólidos iónicos, covalentes atómicos y moleculares y descarta a los metálicos que son dúctiles y maleables.

La respuesta correcta es la **d**.

9.15. El sodio cristaliza en una estructura cúbica centrada en el cuerpo. Si la arista de la celda unidad mide 424 pm, ¿cuál es la densidad (g cm^{-3}) del sodio?
a) 2,00
b) 1,00
c) 0,50
d) 1,50

(O.Q.L. Valencia 2016)

Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en el cuerpo contiene 2 átomos:



$$\frac{1}{8}\cdot 8\text{ átomos (vértice)}+1\text{ átomo (centro)}=2\text{ átomos}$$

El volumen de la celdilla unidad es:

$$V=\left(424\text{ pm}\cdot\frac{1\text{ cm}}{10^{10}\text{ pm}}\right)^3=7{,}62\cdot10^{-23}\text{ cm}^3$$

Relacionando volumen, átomos y masa molar del metal se obtiene la densidad del mismo:

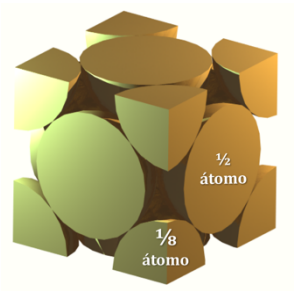
$$\frac{2\text{ átomos}}{\text{cubo}}\cdot\frac{\text{cubo}}{7{,}62\cdot10^{-23}\text{ cm}^3}\cdot\frac{1\text{ mol}}{6{,}022\cdot10^{23}\text{ átomos}}\cdot\frac{23{,}0\text{ g}}{1\text{ mol}}=1{,}00\text{ g cm}^{-3}$$

La respuesta correcta es la **b**.

9.16. El níquel se ordena en una red cúbica centrada en las caras y su densidad es 8,90 g cm^{-3} a 25 °C. ¿Cuál es la longitud de la arista de la celda unidad?
a) 340 pm
b) 372 pm
c) 352 pm
d) 330 pm

(O.Q.N. El Escorial 2017)

Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en las caras contiene 4 átomos:



$$\frac{1}{8}\ 8\ \text{átomos (vértice)} + \frac{1}{2}\ 6\ \text{átomos (cara)} = 4\ \text{átomos}$$

A partir de la densidad se puede obtener el volumen de la celdilla unidad:

$$\frac{1\ \text{cm}^3\ \text{Ni}}{8{,}90\ \text{g Ni}} \cdot \frac{58{,}7\ \text{g Ni}}{1\ \text{mol Ni}} \cdot \frac{1\ \text{mol Ni}}{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{átomos}} \cdot \frac{4\ \text{átomos}}{\text{cubo}} = 4{,}38 \cdot 10^{-23}\ \frac{\text{cm}^3}{\text{cubo}}$$

A partir del volumen se puede obtener la arista del cubo:

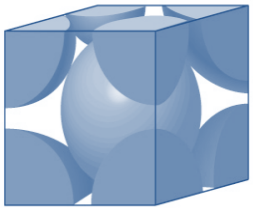
$$a = \sqrt[3]{4{,}38 \cdot 10^{-23}\ \text{cm}^3} = 3{,}52 \cdot 10^{-8}\ \text{cm} \cdot \frac{10^{10}\ \text{pm}}{1\ \text{cm}} = 352\ \text{nm}$$

La respuesta correcta es la **c**.

9.17. El sodio metálico tiene una celda unidad cúbica centrada en el cuerpo. ¿Cuántos átomos están contenidos en la celda unidad?
a) 5
b) 2
c) 4
d) 9
e) 3

(O.Q.N. El Escorial 2017) (O.Q.L. Madrid 2018)

Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en el cuerpo contiene:



$$\frac{1}{8} \cdot 8\ \text{átomos (vértice)} + 1\ \text{átomo (centro)} = 2\ \text{átomos}$$

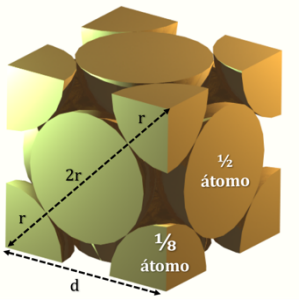
La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en Madrid 2018 no se especifica el metal).

9.18. El platino cristaliza en una estructura cúbica centrada en las caras (o cúbica de empaquetamiento compacto) y su densidad a 20 °C es 21,50 g cm^{-3}. ¿Cuál es el radio metálico del platino?
a) 90,1 pm
b) 87,3 pm
c) 110,1 pm
d) 138,6 pm

(O.Q.L. Valencia 2017)

Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en las caras contiene 4 átomos:



$$\frac{1}{8} \cdot 8\ \text{átomos (vértice)} + \frac{1}{2} \cdot 6\ \text{átomos (cara)} = 4\ \text{átomos}$$

También se puede observar, que la diagonal de una cara del cubo, D, está integrada por cuatro radios atómicos.

Relacionando masa, átomos y densidad del metal se obtiene volumen de la celda unidad:

$$\frac{195{,}1\ \text{g}}{\text{mol}} \cdot \frac{1\ \text{mol}}{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{átomos}} \cdot \frac{4\ \text{átomos}}{\text{cubo}} \cdot \frac{1\ \text{cm}^3}{21{,}50\ \text{g}} = 6{,}028 \cdot 10^{-23}\ \frac{\text{cm}^3}{\text{cubo}}$$

A partir del volumen se puede obtener la arista del cubo, d:

$$d = \sqrt[3]{V} = \sqrt[3]{6{,}028 \cdot 10^{-23}\ \text{cm}^3} = 3{,}921 \cdot 10^{-8}\ \text{cm} \cdot \frac{1\ \text{m}}{10^2\ \text{cm}} \cdot \frac{10^{12}\ \text{pm}}{1\ \text{m}} = 392{,}1\ \text{pm}$$

A partir de la arista d se puede obtener el radio del átomo, r:

$$(4r)^2 = 2d^2 \quad \rightarrow \quad r = \frac{392{,}1 \text{ pm}}{2\sqrt{2}} = 138{,}6 \text{ pm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

9.19. La Química Relativista es la rama de la Química que estudia las implicaciones de la Teoría de la Relatividad Especial en los compuestos químicos. En determinados átomos de gran número atómico las fuerzas culómbicas ejercidas por el núcleo aceleran los electrones hasta velocidades cercanas a las de la luz, produciéndose un fenómeno denominado contracción relativista de orbitales en los orbitales *s*. Los orbitales afectados (o contraídos) tienen mayores dificultades para solapar y dar lugar a enlaces. Conociendo esto, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?
a) El mercurio es un metal líquido al tener un enlace metálico débil por la contracción relativista de orbitales.
b) El flúor es un elemento poco reactivo debido a la contracción de relativista orbitales.
c) El oro es un metal muy reactivo por culpa de la contracción de relativista orbitales.
d) Todas las anteriores son falsas.

(O.Q.L. Madrid 2017)

El mercurio es un elemento metálico que es líquido a temperatura ambiente, ya que presenta un débil enlace metálico entre sus átomos, que es debido a la poca participación en el enlace de los electrones situados en los orbitales 6*s* por la contracción relativista de estos.

La respuesta correcta es la **a**.

9.20. Dadas las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos neutros, se puede afirmar que:
X = $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ Y = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$ Z = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 4p^5$
a) X no puede unirse con Z ya que Z está en un estado excitado.
b) La unión de X e Y generará un compuesto sólido con una temperatura de fusión relativamente baja.
c) X forma con Z una sustancia muy dura.
d) Cuando Y se une con otros átomos de Y, la sustancia que se obtiene es conductora en fase fundida.

(O.Q.L. Asturias 2017)

▪ Los átomos de X e Y se encuentran en estado fundamental, mientras que el átomo Z incumple el principio de mínima energía y se encuentra en un estado excitado, la configuración electrónica correspondiente a su estado fundamental es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$.

▪ De acuerdo con la configuración electrónica con 7 electrones de valencia que presentan X y Z, se trata de dos elementos muy electronegativos que tienden a captar un electrón para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble, muy estable.

▪ Y es un elemento poco electronegativo que tiende a ceder dos electrones de su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble, muy estable.

a) Falso. Las características de Z para combinarse no se verán alteradas si Z está en un estado excitado.

b) Falso. Al unirse X (no metal) con Y (metal) lo hacen con un enlace predominantemente iónico, por lo que, de acuerdo con la condición de electroneutralidad, el compuesto YX_2 que forman es un sólido a temperatura ambiente y tiene un punto de fusión elevado.

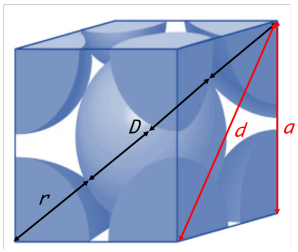
c) Falso. Al ser X y Z no metales, el compuesto que forman tiene un enlace predominantemente covalente por lo que, aun en estado sólido, es blando o tiene una dureza muy pequeña.

d) **Verdadero**. Los átomos del elemento Y se unen mediante enlace metálico, por lo que es conductor de la corriente eléctrica, tanto en fase sólida como fundida.

La respuesta correcta es la **d**.

9.21. La densidad del potasio a 20° C que tiene una estructura cúbica centrada en el cuerpo (BCC), es 0,855 g cm^{-3}. ¿Cuál es el radio del átomo de potasio?
a) 2,3103·10^{-8} cm
b) 9,4320·10^{-9} cm
c) 9,2413·10^{-8} cm
d) 1,8844·10^{-8} cm

(O.Q.N. Salamanca 2018)



Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en el cuerpo contiene 2 átomos:

$$\frac{1}{8}\ 8\ \text{átomos (vértice)} + 1\ \text{átomos (centro)} = 2\ \text{átomos}$$

Relacionando masa molar, densidad, átomos y de la celdilla se obtiene el volumen de la misma:

$$\frac{39{,}1\ \text{g}}{1\ \text{mol}} \cdot \frac{1\ \text{mol}}{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{átomos}} \cdot \frac{2\ \text{átomos}}{\text{cubo}} \cdot \frac{1\ \text{cm}^3}{0{,}855\ \text{g}} = 1{,}52\cdot10^{-22}\ \text{cm}^3$$

A partir del volumen de la celdilla unidad se obtiene la arista del cubo:

$$a = \sqrt[3]{1{,}52\cdot10^{-22}\ \text{cm}^3} = 5{,}34\cdot10^{-8}\ \text{cm}$$

A partir de la arista del cubo, a, y la diagonal de una cara, d, se obtiene la diagonal del cubo D:

$$D = \sqrt{a^2 + d^2} = \sqrt{(5{,}34\cdot10^{-8}\ \text{cm})^2 + (7{,}54\cdot10^{-8}\ \text{cm})^2} = 9{,}24\cdot10^{-8}\ \text{cm}$$

Teniendo en cuenta que la diagonal del cubo equivale a cuatro radios atómicos se obtiene:

$$D = \sqrt{a^2 + d^2} = \sqrt{(5{,}34\cdot10^{-8}\ \text{cm})^2 + (7{,}54\cdot10^{-8}\ \text{cm})^2} = 9{,}24\cdot10^{-8}\ \text{cm}$$

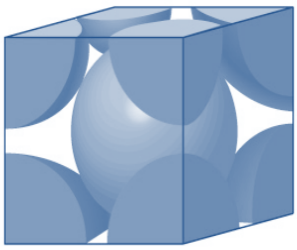
A partir de la diagonal del cubo se obtiene el radio del átomo:

$$r = \frac{9{,}24\cdot10^{-8}\ \text{cm}}{4} = 2{,}31\cdot10^{-8}\ \text{cm}$$

La respuesta correcta es la **a**.

9.22. El vanadio tiene una densidad a 20 °C de 6,110 g cm^{-3} y cristaliza en una estructura cúbica centrada en el cuerpo. ¿Cuál es la longitud de la arista de la celda unidad?
a) 240,1 pm
b) 381,2 pm
c) 302,5 pm
d) 436,3 pm

(O.Q.L. Valencia 2018)



Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en el cuerpo contiene 2 átomos:

$$\frac{1}{8}\ 8\ \text{átomos (vértice)} + 1\ \text{átomos (centro)} = 2\ \text{átomos}$$

Relacionando masa, átomos y densidad del metal se obtiene volumen de la celda unidad:

$$\frac{50{,}94\ \text{g}}{\text{mol}} \cdot \frac{1\ \text{mol}}{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{átomos}} \cdot \frac{2\ \text{átomos}}{\text{cubo}} \cdot \frac{1\ \text{cm}^3}{6{,}110\ \text{g}} = 2{,}769\cdot10^{-23}\ \frac{\text{cm}^3}{\text{cubo}}$$

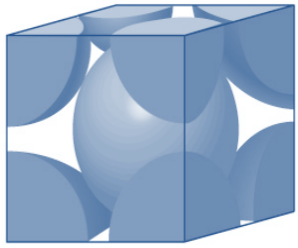
A partir del volumen se puede obtener la arista del cubo, d:

$$d = \sqrt[3]{V} = \sqrt[3]{2{,}769\cdot10^{-23}\ \text{cm}^3} = 3{,}025\cdot10^{-8}\ \text{cm} \cdot \frac{1\ \text{m}}{10^2\ \text{cm}} \cdot \frac{1\ \text{pm}}{10^{-12}\ \text{m}} = 302{,}5\ \text{pm}$$

La respuesta correcta es la **c**.

9.23. El metal bario presenta una estructura cúbica centrada en el cuerpo. Si su densidad es 3,50 g cm^{-3} y su masa atómica relativa, $A_r = 137{,}3$; ¿cuál es la longitud de la arista de la celda unidad?
a) 4,02·10^{-8} cm
b) 6,39·10^{-8} cm
c) 5,07·10^{-8} cm
d) 3,19·10^{-8} cm

(O.Q.L. Valencia 2019)



Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en el cuerpo contiene 2 átomos:

$$\frac{1}{8}\ 8\ \text{átomos (vértice)} + 1\ \text{átomos (centro)} = 2\ \text{átomos}$$

Relacionando masa, átomos y densidad del metal se obtiene volumen de la celda unidad:

$$\frac{137{,}3\ \text{g}}{\text{mol}} \cdot \frac{1\ \text{mol}}{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{átomos}} \cdot \frac{2\ \text{átomos}}{\text{cubo}} \cdot \frac{1\ \text{cm}^3}{3{,}50\ \text{g}} = 1{,}30\cdot10^{-23}\ \frac{\text{cm}^3}{\text{cubo}}$$

A partir del volumen se puede obtener la arista del cubo, d:

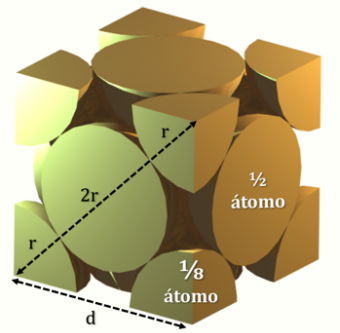
$$d = \sqrt[3]{V} = \sqrt[3]{1{,}30\cdot10^{-23}\ \text{cm}^3} = 5{,}07\cdot10^{-8}\ \text{cm}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2018).

9.24. La estructura del aluminio es cúbica centrada en las caras. Sabiendo que el radio metálico del aluminio es 143 pm, ¿cuál es su densidad?
a) 2,09 g cm^{-3}
b) 2,71 g cm^{-3}
c) 3,13 g cm^{-3}
d) 3,27 g cm^{-3}

(O.Q.L. Madrid 2019)



Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en las caras contiene 4 átomos:

$$\frac{1}{8}\cdot 8\ \text{átomos (vértice)} + \frac{1}{2}\cdot 6\ \text{átomos (cara)} = 4\ \text{átomos}$$

También se puede observar, que la diagonal de una cara del cubo, D, está integrada por cuatro radios atómicos.

A partir del radio, r, se puede obtener la arista del cubo, d, y su volumen:

$$2\,d^2 = (4\,r)^2 \quad \rightarrow \quad d = 2\sqrt{2}\cdot(143\ \text{pm}) = 404\ \text{pm}$$

$$V = d^3 = \left(404\ \text{pm}\cdot\frac{10^{-12}\ \text{m}}{1\ \text{pm}}\cdot\frac{10^{2}\ \text{cm}}{1\ \text{m}}\right)^3 = 6{,}59\cdot10^{-23}\ \text{cm}^3$$

Relacionando masa, átomos y volumen de la celda unidad se obtiene la densidad del metal:

$$\frac{27{,}0\ \text{g}}{\text{mol}} \cdot \frac{1\ \text{mol}}{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{átomos}} \cdot \frac{4\ \text{átomos}}{\text{cubo}} \cdot \frac{1\ \text{cubo}}{6{,}59\cdot10^{-23}\ \text{cm}^3} = 2{,}72\ \text{g cm}^{-3}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2014).

10. CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA

10.1. Señale cuál o cuáles de las siguientes especies químicas serán conductoras de la electricidad:
a) NaCl(s)
b) KI(l)
c) Rb
d) I_2
e) SiO_2

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

▪ Los sólidos iónicos, como NaCl(s), no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Solo presentan conductividad eléctrica cuando se les funde, como KI(l); o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones, lo que permite el paso de los electrones a través de los mismos.

▪ Los sólidos covalentes reticulares, como SiO_2, y los sólidos covalentes moleculares, como I_2, no conducen la corriente eléctrica en ningún tipo de estado de agregación.

▪ Los sólidos metálicos, como Rb, presentan una estructura en la que existen electrones libres que los hace conductores de la corriente eléctrica.

Las respuestas correctas son **b** y **c**.

10.2. Un elemento con configuración electrónica externa ns^2:
a) No puede conducir bien la corriente eléctrica puesto que no tiene electrones desapareados.
b) Puede conducir la corriente eléctrica porque la banda ns^2 solapa con bandas superiores.
c) Si no solapa con bandas superiores, su conductividad eléctrica disminuye con la temperatura.
d) Conducirá bien el calor, pero no la electricidad.
e) Es un halógeno y por tanto no es un buen conductor.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. País Vasco 2006)

Un elemento con esa configuración electrónica podría ser el magnesio que tiene una configuración electrónica externa $3s^2$. Según la teoría del orbital molecular, existen el orbital molecular enlazante y el antienlazante y, dado el gran número de átomos que pueden formar una muestra de metal, el conjunto de orbitales enlazantes en los que están contenidos los electrones $3s$ forman la banda de valencia que se encuentra energéticamente muy próxima, es decir, que solapa con los orbitales antienlazantes, que se encuentran vacíos y que forman la banda de conducción, lo que permite el movimiento de estos electrones por ella y determina la conductividad eléctrica del elemento.

La respuesta correcta es la **b**.

10.3. Indique cuál de las siguientes proposiciones es cierta respecto a que conduzcan la corriente eléctrica:
a) Tetracloruro de carbono en agua.
b) Cloruro de sodio añadido a un recipiente que contiene benceno.
c) Cloruro de zinc fundido.
d) Dióxido de silicio sólido.

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2003)

Para que una sustancia pueda conducir la corriente eléctrica debe presentar una estructura que permita el paso de los electrones a través de ella.

a) Falso. La mezcla de CCl_4 y H_2O forma dos fases líquidas inmiscibles que no permiten el paso de los electrones a través de ellas.

b) Falso. El NaCl no es soluble en benceno, por lo que no se disocia en iones y no permite el paso de los electrones.

c) **Verdadero**. El $ZnCl_2$ es un sólido iónico que fundido deja libres los iones, lo que permite el paso de los electrones a través de ellos.

d) Falso. El SiO_2 forma una red cristalina en la que cada átomo de silicio se une de forma covalente a cuatro átomos de oxígeno, lo que no permite el paso de los electrones a través de la misma.

La respuesta correcta es la **c**.

10.4. Se tienen tres sustancias: A, B y AB, siendo A un metal alcalino y B un halógeno. Por tanto, es cierto que son conductores de la corriente eléctrica:
a) A y B en estado fundido.
b) A y B siempre.
c) A y AB en estado sólido.
d) B y AB siempre.
e) AB en estado fundido.
f) A en estado sólido y AB fundido.
g) A es un aislante.

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Asturias 1999) (O.Q.L. Asturias 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Jaén 2019)

▪ Si A es un metal alcalino, tiene tendencia a ceder un electrón y formar el catión A^+. Los metales alcalinos presentan una estructura en la que existen electrones libres que los hace conductores de la corriente eléctrica en estado sólido o fundidos.

▪ Si B es un halógeno, tiene tendencia a captar un electrón y formar el anión B^-. Los halógenos presentan una estructura molecular que no permite el paso de los electrones a través de ella.

▪ Los iones A^+ y B^- se unen mediante un enlace predominantemente iónico que, de acuerdo con la condición de electroneutralidad, forman el compuesto AB un sólido cristalino a temperatura ambiente.

▪ Los sólidos iónicos, como AB, no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Solo presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones, lo que permite el paso de los electrones a través de los mismos.

Las respuestas correctas son **e** y **f**.

10.5. Los siguientes elementos son semiconductores excepto uno que es:
a) Si
b) As
c) Sn
d) Ge

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

Los elementos semiconductores son aquellos que no son conductores o sí pueden serlo a elevadas temperaturas o cuando se combinan con una pequeña cantidad de algunos otros elementos. Los elementos semiconductores más característicos son Si, Ge, As, Sb, Se y Te. El Sn no se encuentra entre ellos.

La respuesta correcta es la **c**.

10.6. Al disolver $FeCl_3(s)$ en agua se forma una disolución que conduce la corriente eléctrica. La ecuación que mejor representa dicho proceso:
a) $Fe^{3+}(aq) + 3\ Cl^-(aq) \rightarrow FeCl_3(s)$
b) $FeCl_3(s) \rightarrow Fe^{3+}(aq) + Cl_3^-(aq)$
c) $FeCl_3(aq) \rightarrow Fe^{3+}(aq) + Cl_3^-(aq)$
d) $FeCl_3(s) \rightarrow Fe^{3+}(aq) + 3\ Cl^-(aq)$
e) $FeCl_3(s) \rightarrow FeCl_3(aq)$

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

La presencia de iones en disolución acuosa favorece la conductividad eléctrica.

El $FeCl_3(s)$ se disocia en agua de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$FeCl_3(s) \rightarrow Fe^{3+}(aq) + Cl^-(aq)$$

La respuesta correcta es la **d**.

10.7. Indique que frase no es cierta:
a) El NaCl y el SiO_2 no son conductores de la corriente eléctrica bajo ninguna condición.
b) Los compuestos iónicos son, en general, solubles en disolventes polares.
c) El óxido de aluminio posee un punto de fusión elevado.
d) El sodio se puede estirar fácilmente en hilos.

(O.Q.L. Baleares 2002)

a) **Falso**. El SiO_2 forma una red covalente, que bajo ninguna condición es capaz de conducir la corriente eléctrica ya que no permite el paso de electrones a través de ella.

▪ El NaCl forma una red iónica, que fundida o en disolución acuosa deja los iones libres lo que permite el paso de electrones a través de ella.

b) Verdadero. Los compuestos iónicos son, generalmente, sustancias muy polares lo que hace que sean solubles en disolventes polares.

c) Verdadero. El Al_2O_3 es una sustancia con enlace predominantemente iónico con iones pequeños y con elevada carga. La expresión de Born-Mayer (1932) permite calcular la energía reticular de un sólido iónico. Esta es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left[1-\frac{d^*}{d}\right] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}) \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

Esto determina que su energía reticular sea elevada y, por tanto, el punto de fusión también (2.345 K según la bibliografía).

d) Verdadero. El sodio es un metal alcalino muy dúctil y maleable.

La respuesta correcta es la **a**.

10.8. ¿Cuál de las siguientes disoluciones es peor conductor eléctrico?
a) K_2SO_4 0,5 M
b) $CaCl_2$ 0,5 M
c) HF 0,5 M
d) CH_3OH 0,5 M
e) NH_3 0,5 M

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Baleares 2013)

La sustancia que en disolución presente menos iones será la peor conductora de la corriente eléctrica.

▪ Las ecuaciones químicas correspondientes a las disociaciones de K_2SO_4 y $CaCl_2$, compuestos con enlace predominantemente iónico, son:

$$K_2SO_4(aq) \rightarrow 2\ K^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

$$CaCl_2(aq) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\ Cl^-(aq)$$

Son excelentes conductores de la corriente eléctrica.

▪ Las ecuaciones químicas correspondientes a las disociaciones de HF y NH_3, compuestos con enlace predominantemente covalente polar son:

$$HF(aq) \leftrightarrows H^+(aq) + F^-(aq)$$

$$NH_3(aq) \leftrightarrows NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

Se trata, respectivamente, de un ácido y una base débil que en disolución acuosa se encuentran parcialmente disociados en iones, y son buenos conductores de la corriente eléctrica.

▪ El CH_3OH es un compuesto con enlace predominantemente covalente polar que no se disocia en iones, por lo que será el peor conductor de la corriente eléctrica.

La respuesta correcta es la **d**.

10.9. Dados los conceptos siguientes, uno de ellos es falso:
a) Electrólito es una sustancia que, en disolución acuosa, conduce la corriente eléctrica.
b) Una disolución implica una reacción química en la que hay ruptura y formación de enlaces.
c) Las disoluciones acuosas de HCl, KOH y NH_3 pueden ser consideradas como electrólitos fuertes.
d) En la disolución de un electrólito débil coexisten iones y moléculas.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

a) Verdadero. Coincide con el concepto de electrólito.

b) **Falso**. Una disolución no implica una reacción química, aunque se rompan enlaces al formarse los iones y se formen enlaces al rodearse estos de moléculas agua (solvatación o hidratación de los iones).

c) **Falso**. HCl y KOH son, respectivamente, ácido y base fuerte y, por ello, en disolución acuosa se encuentran completamente disociados en iones, es decir, son electrólitos fuertes. Sin embargo, NH_3 es base débil, por lo que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociada en iones y se comporta como un electrólito débil.

d) Verdadero. Un electrólito débil es aquel que en disolución acuosa se encuentran parcialmente disociada en iones por lo que también hay presencia de moléculas sin disociar.

Las respuestas correctas son **b** y **c**.

10.10. ¿Cuál de las siguientes sustancias conduce la electricidad en estado sólido?
a) MgO
b) NaCl
c) SiO_2
d) C (grafito)

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. Sevilla 2018)

▪ Los sólidos iónicos, como MgO y NaCl, no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Solo presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones, lo que permite el paso de los electrones a través de los mismos.

▪ Los sólidos covalentes reticulares, como SiO_2, forman una red en la que los átomos de silicio se unen de forma covalente a cuatro átomos de oxígeno lo que no permite el paso de los electrones a través de la misma en ningún tipo de estado de agregación.

▪ En los sólidos atómicos reticulares, como C (grafito), los átomos de carbono se encuentran unidos mediante fuertes enlaces covalentes con una disposición triangular, de forma que se constituye un sólido atómico cristalino. Esta estructura presenta electrones deslocalizados, lo que permite el paso de la corriente eléctrica a través de la misma.

La respuesta correcta es la **d**.

10.11. De las afirmaciones siguientes indique la que es falsa:
a) El ion amonio del sulfato de amonio es un catión monovalente.
b) Para el ácido nítrico el número de oxidación del nitrógeno es +5.
c) El ion cloruro presenta menor radio que el átomo de cloro.
d) Las moléculas con enlace covalente son malas conductoras de la electricidad.

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

a) Verdadero. El ion amonio, NH_4^+, es un ion con carga +1.

b) Verdadero. Sabiendo que los números de oxidación del H y O son, respectivamente, +1 y –2, y que en un compuesto la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran es 0, para el HNO_3 se puede plantear la siguiente ecuación:

$$(+1) + x + 3\,(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +5$$

c) **Falso**. El ion cloruro, Cl^-, tiene un radio mucho mayor que el del átomo de cloro, ya que al tener un electrón más aumenta la constante de apantallamiento, por lo que disminuye la carga nuclear efectiva y con ello la atracción nuclear.

d) Verdadero. Las moléculas con enlace covalente no permiten el paso de los electrones a través de ellas, lo que las hace malas conductoras de la electricidad.

La respuesta correcta es la **c**.

10.12. ¿Cuáles de las siguientes disoluciones acuosas 10^{-3} M tendrán la misma conductividad?
1) $C_6H_{12}O_6$ (glucosa) 2) NaCl 3) Na_2SO_4 4) CH_3COOH
a) 1 y 4
b) 2 y 3
c) 2, 3 y 4
d) Ninguna

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

Presentarán la misma conductividad las disoluciones cuyos solutos al disociarse proporcionen el mismo número de partículas, n:

1) $C_6H_{12}O_6$ es un compuesto covalente que no se disocia en iones. $(\alpha = 0)$ $n = 1$

2) $NaCl(aq) \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$ $(\alpha \approx 1)$ $n = 2$

3) $Na_2SO_4(aq) \rightarrow 2\,Na^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$ $(\alpha \approx 1)$ $n = 3$

4) CH_3COOH es un ácido débil poco disociado en iones. $(\alpha \approx 0)$ $n = 1$

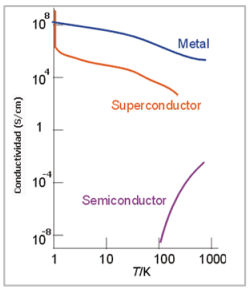
La respuesta correcta es la **d**.

10.13. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:
a) Los cristales iónicos son conductores eléctricos.
b) La conductividad de los metales aumenta con la temperatura.
c) Los electrones valencia de los metales están deslocalizados.
d) Todas las moléculas del tipo AB_3 presenta geometría plano triangular.
e) Los orbitales híbridos son orbitales moleculares.

(O.Q.L. Sevilla 2007)

a) Falso. Los cristales iónicos no conducen la corriente eléctrica. Solo presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones, lo que permite el paso de electrones.

b) Falso. La conductividad eléctrica es característica de los sólidos metálicos y de los semiconductores. Para distinguir entre un metal y un semiconductor se utiliza el consiguiente criterio basado en la dependencia de la conductividad eléctrica con la temperatura:



- Un conductor metálico es aquella sustancia cuya conductividad eléctrica disminuye al aumentar la temperatura.
- Un semiconductor es aquella sustancia cuya conductividad eléctrica aumenta al hacerlo la temperatura.

c) **Verdadero**. Los electrones de valencia de los metales se encuentran deslocalizados dentro de la banda de valencia lo que explica la conductividad eléctrica que estos presentan.

d) Falso. Solo las moléculas del tipo AB_3 que no tienen pares de electrones solitarios sobre el átomo central presentan geometría triangular plana.

e) Falso. Los orbitales híbridos no son orbitales moleculares, son orbitales atómicos.

La respuesta correcta es la **c**.

10.14. ¿Cuál de las siguientes sustancias conducirá la corriente eléctrica tanto en estado sólido como líquido?
a) Sodio
b) Fluoruro de litio
c) Sulfuro de amonio
d) Dióxido de silicio

(O.Q.L. Murcia 2007)

▪ El Na es un sólido metálico que tiene sus átomos unidos mediante fuertes enlaces de forma que se constituye red formada por cationes metálicos rodeados de un mar de electrones que permiten el paso de la corriente eléctrica. Cuando se funde esa red, los cationes mantienen la tendencia a seguir rodeados por los electrones, por lo que se continúa permitiendo el paso de la corriente eléctrica.

▪ El LiF es un sólido iónico que no conduce la corriente eléctrica. Solo presenta conductividad eléctrica cuando se le funde o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones, lo que permite el paso de electrones

▪ El $(NH_4)_2S$ es un sólido molecular y el SiO_2 un sólido covalente reticular y, debido a las estructuras que presentan sin electrones deslocalizados, ninguno conduce la corriente eléctrica.

La respuesta correcta es la **a**.

10.15. Dadas las especies químicas siguientes, indique cuál conduce la corriente eléctrica en esas condiciones:
a) Cloruro de sodio añadido en un recipiente que contiene benceno.
b) Dióxido de silicio sólido.
c) Bromuro de potasio añadido en un recipiente que contiene agua.
d) Cera sólida añadida en un recipiente que contiene agua destilada.

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

a) Falso. El NaCl es una sustancia iónica que forma una red cristalina sólida a temperatura ambiente. No es posible disolverlo en benceno, disolvente no polar. Al no romperse la red los iones no quedan libres y la corriente eléctrica no puede atravesar dicha mezcla heterogénea.

b) Falso. El SiO_2 es una sustancia covalente que forma una red cristalina sólida a temperatura ambiente que no presenta electrones deslocalizados, por lo que no conduce la corriente eléctrica.

c) **Verdadero**. El KBr es una sustancia iónica que forma una red cristalina sólida a temperatura ambiente. Cuando se rompe la red al disolverla en agua los iones quedan libres, lo que permite el paso de los electrones a través de ellos.

d) Falso. Las ceras son, generalmente, hidrocarburos saturados de elevado peso molecular y estos presentan enlace covalente no polar, por lo que no se disuelven en agua y la corriente eléctrica no puede atravesar dicha mezcla heterogénea.

La respuesta correcta es la **c**.

10.16. ¿Cuál de las siguientes sustancias conduce mejor la corriente eléctrica en condiciones normales de presión y temperatura?
a) Nitrógeno
b) Neón
c) Azufre
d) Plata

(O.Q.L. Murcia 2009)

Las sustancias que presentan mejor conductividad eléctrica son los metales y, de los elementos propuestos, el único metal es la plata.

La respuesta correcta es la **d**.

10.17. ¿Cuál de los siguientes elementos tiene mayor conductividad eléctrica?
a) Be
b) Al
c) K
d) P
e) C

(O.Q.N. Ávila 2009)

▪ El fósforo es el elemento de menor conductividad, ya que cristaliza formando tetraedros en los que los átomos de P se sitúan en los vértices y cada átomo se encuentra unido a otros tres mediante enlaces covalentes. En esta estructura no existen electrones libres que se puedan mover por la misma.

▪ El C (grafito), forma una red covalente en capas. Cada capa es una red de hexágonos en donde cada C se encuentra unido a otros tres. Cada átomo posee un electrón libre que goza de movilidad en la capa. Se forma una nube de electrones π deslocalizados, por encima y por debajo de cada capa de átomos.

▪ Al, Be y K, en estado sólido, son metales típicos. Según la teoría del enlace metálico más sencilla, la de la "nube de electrones", cuanto mayor sea el número de electrones libres de este "nube", mayor será la conductividad eléctrica. El Al tiene tres electrones libres por átomo, dos el berilio dos y solo uno el potasio.

De acuerdo con lo expuesto, la mayor conductividad eléctrica le corresponde al Al.

Los valores de la conductividad ($S\ m^{-1}$) encontrados en la bibliografía para los tres metales son:

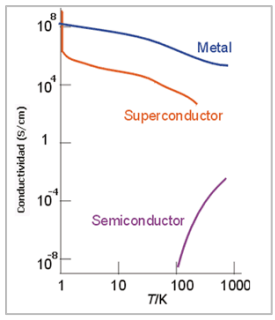
$$Al\ (3{,}66\cdot10^{7}) > Be\ (2{,}67\cdot10^{7}) > K\ (1{,}34\cdot10^{7})$$

La respuesta correcta es la **b**.

10.18. ¿Cuál es la influencia del aumento de temperatura sobre la conductividad eléctrica en los metales y en los semiconductores intrínsecos?
a) Aumenta y disminuye la conductividad, respectivamente.
b) Aumenta y no afecta la conductividad, respectivamente.
c) Disminuye y aumenta la conductividad, respectivamente.
d) No afecta ninguno de los dos.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

La conducción eléctrica es característica de los sólidos metálicos y de los semiconductores. Para distinguir entre un metal y un semiconductor se utiliza el consiguiente criterio basado en la dependencia de la conductividad eléctrica con la temperatura.



▪ Un conductor metálico es aquella sustancia cuya conductividad eléctrica disminuye al aumentar la temperatura.

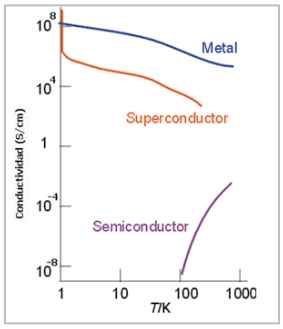
▪ Un semiconductor es aquella sustancia cuya conductividad eléctrica aumenta al hacerlo la temperatura.

La respuesta correcta es la **c**.

10.19. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es la correcta?
a) La conductividad de los conductores, semiconductores y aislantes aumenta con la temperatura.
b) La conductividad de los semiconductores aumenta con la temperatura y la de los conductores disminuye.
c) La conductividad de los conductores y aislantes aumenta con la temperatura y la de los semiconductores disminuye.
d) La conductividad de los conductores y aislantes no se afecta con la temperatura y la de los semiconductores disminuye.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

La conducción eléctrica es característica de los sólidos metálicos y de los semiconductores. Para distinguir entre un metal y un semiconductor se utiliza el consiguiente criterio basado en la dependencia de la conductividad eléctrica con la temperatura.



▪ Un conductor metálico es aquella sustancia cuya conductividad eléctrica disminuye al aumentar la temperatura.

▪ Un semiconductor es aquella sustancia cuya conductividad eléctrica aumenta al hacerlo la temperatura.

▪ Un aislante es aquella sustancia que no posee conductividad eléctrica.

La respuesta correcta es la **b**.

10.20. Comparando los siguientes sólidos: yodo, cromo, bromuro de cesio, carburo de silicio y antraceno, los que conducen la electricidad en estado sólido y en disolución acuosa, respectivamente, son:
a) Bromuro de cesio y carburo de silicio
b) Cromo y yodo
c) Carburo de silicio y cromo
d) Cromo y bromuro de cesio
e) Carburo de silicio y antraceno

(O.Q.N. El Escorial 2012)

▪ El CsBr es un sólido iónico que no conduce la corriente eléctrica. Solo presenta conductividad eléctrica cuando se le funde o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones, lo que permite el paso de electrones.

▪ El SiC es un sólido de red covalente, y el I_2 y el antraceno son sólidos covalentes moleculares, ambas estructuras que no presentan electrones deslocalizados, por lo que no conducen la corriente eléctrica en ningún tipo de estado de agregación.

▪ El Cr es un sólido metálico que, de acuerdo con la teoría del enlace metálico más sencilla, la del "mar de electrones", cuanto mayor sea el número de electrones libres en este "mar", mayor será su conductividad eléctrica, pero este tipo de sólidos no son solubles en agua.

La respuesta correcta es la **d**.

10.21. ¿En cuál de los siguientes estados el etanol podría conducir la electricidad?
a) Sólido
b) Líquido
c) Gas
d) Ninguno

(O.Q.L. Castilla y León 2013) (O.Q.L. Sevilla 2018)

Una sustancia conduce la corriente eléctrica cuando permite el paso de los electrones a través de su estructura.

El etanol es una sustancia que presenta enlace predominantemente covalente y cuyas moléculas se encuentran unidas entre sí por fuertes enlaces intermoleculares de hidrógeno, lo que hace que sea una sustancia líquida en condiciones ambientales. Este tipo de sustancias, con estos enlaces, son incapaces de conducir la electricidad en cualquier estado de agregación.

La respuesta correcta es la **d**.

10.22. Las sustancias Cu, NaI, S_8 y SiO_2 tienen las propiedades citadas en la tabla adjunta.

Sustancia	$T_{fusión}$ (°C)	Conductividad eléctrica sólido	Conductividad eléctrica fundido
(1)	1.083	Sí	Sí
(2)	119	No	No
(3)	2.700	No	No
(4)	660	No	Sí

A partir de la misma se pueden identificar las sustancias como:

	(1)	(2)	(3)	(4)
a)	Cu	SiO_2	S_8	NaI
b)	Cu	S_8	SiO_2	NaI
c)	NaI	S_8	Cu	SiO_2
d)	S_8	NaI	Cu	SiO_2

(O.Q.L. Asturias 2014)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas o forme una red cristalina más fuerte.

Respecto a la conductividad eléctrica:

- Los sólidos covalentes reticulares no conducen la corriente eléctrica en ningún estado de agregación.
- Los sólidos metálicos conducen la corriente eléctrica en estado sólido o fundidos.
- Los sólidos covalente moleculares presentan enlace covalente entre sus átomos y moléculas se pueden unir entre sí mediante enlaces intermoleculares y formar sólidos, pero no presentan ningún tipo de conductividad eléctrica.

1) Cu es una sustancia que tiene enlace metálico y forma una red cristalina sólida a temperatura ambiente. Las fuerzas que mantienen unidos a los átomos de cobre en la red son muy intensas, por lo que su temperatura de fusión es elevada (1.083 °C).

La red metálica del Cu sólido permite el paso de los electrones a través de ella, y cuando se funde, todavía se mantienen las uniones entre los iones, por lo que los electrones pueden seguir circulando a través de ellos.

2) S_8 es una sustancia que tiene enlace covalente y forma moléculas no polares que se unen entre sí mediante fuerzas de dispersión de London. Se trata de una sustancia que es sólida a temperatura ambiente, pero como las fuerzas que mantienen unidas a las moléculas no son demasiado intensas su temperatura de fusión no es relativamente baja (119 °C).

La estructura del S_8 no presenta iones ni electrones libres, en estado sólido ni fundido, por lo que no permite el paso de los electrones a través de ella.

3) SiO_2 es una sustancia que forma una red covalente sólida a temperatura ambiente. Las fuerzas que mantienen unidos a los átomos en la red son muy intensas, por lo que su temperatura de fusión es muy elevada (2.700 °C).

La estructura del SiO_2 no presenta iones ni electrones libres, en estado sólido ni fundido, por lo que no permite el paso de los electrones a través de ella.

4) NaI es una sustancia que forma una red iónica sólida a temperatura ambiente. Las fuerzas que mantienen unidos a los iones en la red son intensas, por lo que su temperatura de fusión es relativamente elevada (660 °C).

La estructura del NaI no conduce la corriente eléctrica en estado sólido. Solo presentan conductividad eléctrica cuando se le funde o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones, lo que permite el paso de los electrones a través de los mismos.

La respuesta correcta es la **b**.

10.23. ¿Cuál de estas sustancias conducirá mejor la corriente eléctrica?
a) $Cl_2(g)$
b) Na(s)
c) NaCl(s)
d) NaCl(l)

(O.Q.L. Asturias 2015)

▪ Cl_2 es una sustancia que tiene enlace covalente y forma moléculas no polares que se unen entre sí mediante fuerzas de dispersión de London que son muy débiles debido al pequeño volumen atómico del cloro, por lo que es gaseosa a temperatura ambiente y no conduce la corriente eléctrica.

▪ NaCl es un sólido iónico que no conduce la corriente eléctrica. Solo presenta conductividad eléctrica cuando se le funde o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones, lo que permite el paso de electrones.

▪ Na es un sólido metálico que tiene sus átomos unidos mediante fuertes enlaces de forma que se constituye red formada por cationes metálicos rodeados de un mar de electrones que permiten el paso de la corriente eléctrica y cuando se funde, todavía se mantienen las uniones entre los iones, por lo que los electrones pueden seguir circulando a través de ellos.

De las tres sustancias propuestas, la que mejor conduce la corriente eléctrica es Na(s).

La respuesta correcta es la **b**.

10.24. De las siguientes sustancias y disoluciones, ¿cuáles son conductoras de la electricidad?
I. $CH_3OH(l)$ II. Ni(s) III. KF(s) IV. KF(aq) V. $SiO_2(s)$ VI. KF(l)
a) I, II, IV, V, VI
b) II, III, IV, V, VI
c) II, IV, V, VI
d) II, IV, VI

(O.Q.L. Valencia 2015)

▪ Los sólidos iónicos como KF (III), no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Solo presentan conductividad eléctrica cuando se les funde (VI) o disuelve en agua (IV), ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones, lo que permite el paso de los electrones.

▪ Los sólidos covalentes reticulares como SiO_2 (V) tienen una estructura que no presenta iones ni electrones libres, en estado sólido ni líquido, por lo que no conducen la corriente eléctrica.

▪ Los sólidos metálicos como Ni (II) tiene sus átomos unidos mediante fuertes enlaces de forma que se constituye red formada por cationes metálicos rodeados de un mar de electrones que permiten el paso de la corriente eléctrica.

La respuesta correcta es la **d**.

10.25. Solo uno de los siguientes conceptos es cierto:
a) Los sólidos moleculares son duros.
b) Los sólidos moleculares son buenos conductores.
c) Los sólidos iónicos no conducen la corriente eléctrica ya que tienen los átomos en posiciones fijas.
d) Al aumentar la temperatura, aumenta la conductividad de un metal.
e) El enlace metálico es más fuerte que el enlace covalente normal.

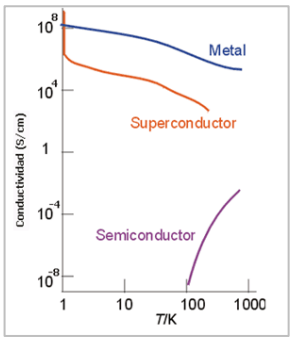
(O.Q.L. País Vasco 2016)

a) Falso. Los sólidos moleculares son blandos, ya que las fuerzas de van der Waals que mantienen unidas a las moléculas son muy débiles.

b) Falso. Los sólidos moleculares no son conductores de la corriente eléctrica, ya que no presentan electrones deslocalizados que puedan moverse libremente por toda la estructura.

c) Falso. Los sólidos iónicos no tienen átomos en posiciones fijas de la red cristalina, tienen iones y la falta de libertad de movimiento de los mismos les impide conducir la corriente eléctrica.

d) Falso. La conductividad eléctrica es característica de los sólidos metálicos y de los semiconductores. Para distinguir entre un metal y un semiconductor se utiliza el consiguiente criterio basado en la dependencia de la conductividad eléctrica con la temperatura:



- Un conductor metálico es aquella sustancia cuya conductividad eléctrica disminuye al aumentar la temperatura.
- Un semiconductor es aquella sustancia cuya conductividad eléctrica aumenta al hacerlo la temperatura.

e) **Verdadero**. Suponiendo que se trata de un enlace covalente molecular, las fuerzas que mantienen unidos a los átomos en un enlace covalente normal son más débiles que las existen entre los átomos en el enlace metálico.

La respuesta correcta es la **e**.

10.26. De los siguientes elementos químicos, indique el mejor conductor eléctrico:
a) Cs
b) Ge
c) As
d) O_2

(O.Q.L. Murcia 2016)

- De los cuatro elementos propuestos, el único que es un metal y que, por ello, es un excelente conductor de la corriente eléctrica es el Cs.
- Ge y As son metaloides y se comportan como semiconductores, y O_2 es un no metal que no conduce la corriente eléctrica.

La respuesta correcta es la **a**.

10.27. ¿Cuál de las siguientes sustancias, en el estado físico que se indica, presenta menor conductividad eléctrica?
a) $CH_3OH(l)$
b) Cu(s)
c) KBr(l)
d) KBr(aq)
e) $NH_4NO_3(aq)$
f) LiF(l)
g) $NH_3(aq)$
h) Ge(s)

(Preselección Valencia 2017) (O.Q.L. Preselección Valencia 2018) (O.Q.L. Preselección Valencia 2020)

Serán conductoras de la corriente eléctrica aquellas sustancias que, en estado sólido, líquido o en disolución acuosa permitan el libre movimiento de los electrones por su estructura.

- El $CH_3OH(l)$ tiene enlace covalente polar y enlace intermolecular de hidrógeno que no permite el movimiento de los electrones por su estructura en estado líquido, por lo que no conduce la corriente eléctrica.
- El $NH_3(aq)$ tiene enlace covalente polar y enlace intermolecular de hidrógeno pero que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado, por lo que es un débil conductor de la corriente eléctrica.
- El Ge(s) es un semimetal o metaloide y una de sus características más conocida es que es un semiconducto que, solo a temperaturas elevadas, conduce la corriente eléctrica.
- El KBr(s), LiF(s) y $NH_4NO_3(s)$ forman redes iónicas que no conducen la corriente eléctrica porque todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces iónicos. Una vez rota la red al aumentar la temperatura o al disolver la sustancia en agua, los iones quedan libres y permiten el paso de los electrones a través de ellos, luego KBr(l) o KBr(aq), LiF(l) y $NH_4NO_3(aq)$ sí son conductores de la corriente eléctrica.

▪ El Cu(s) forma una red metálica formada por cationes rodeados de una nube de electrones que permiten el paso de los electrones a través de ella. Por tanto, sí que conduce la corriente eléctrica.

Las respuestas correctas son **a**, **g** y **h**.

10.28. De los siguientes elementos, indique el de mayor conductividad eléctrica:
a) Aluminio
b) Silicio
c) Fósforo
d) Azufre

(O.Q.L. Murcia 2017)

La conductividad eléctrica es una propiedad típica de los metales, ya que estos presentan estructuras cristalinas con electrones libres que se pueden mover a través de ellas.

▪ Silicio, fósforo y azufre son elementos no metálicos que cuando cristalizan, las estructuras que presentan no tienen electrones libres que se puedan mover por la misma.

▪ El aluminio es el único de los elementos propuestos que es un metal, por lo que es el que presenta la mayor conductividad eléctrica ($3{,}66 \cdot 10^7$ S m^{-1}).

La respuesta correcta es la **a**.

10.29. De las siguientes sustancias químicas, HCl, CH_4, LiCl y H_2O_2, a temperatura ambiente, ¿cuál/es se encuentran en fase gaseosa y disuelta/s en agua origina/n una disolución acuosa conductora de la electricidad?
a) LiCl
b) HCl y CH_4
c) HCl y H_2O_2
d) HCl

(O.Q.L. Valencia 2017)

De las sustancias propuestas, conducirán la electricidad aquellas sustancias gaseosas a temperatura ambiente que su disolución acuosa permita el libre movimiento de los electrones através de la misma.

La única de todas sustancias propuestas que cumple esa condición es el HCl, que a temperatura ambiente es un compuesto molecular gaseoso, pero que al disolverlo en agua se disocia en iones de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$HCl(aq) \rightarrow H_3O^+(aq) + ClF^-(aq)$$

y se vuelve conductora de la electricidad.

La respuesta correcta es la **d**.

10.30. El carácter semiconductor de una sustancia se explica mediante:
a) La teoría del gas electrónico que dice que, en estas sustancias los electrones no están del todo sueltos, por lo que se mantienen parcialmente unidos al átomo del que partían.
b) La teoría de bandas indica que estas sustancias presentan una banda de conducción y de valencia solapadas.
c) La teoría de bandas indica que estas sustancias presentan una banda de conducción y de valencia muy alejadas entre sí, energéticamente hablando.
d) La teoría de bandas indica que estas sustancias solo presentan media banda de conducción.
e) La teoría de bandas indica que estas sustancias presentan la banda de conducción y la de valencia no solapadas, pero con muy poca separación energética entre ambas.

(O.Q.L. Jaén 2017)

De acuerdo con la teoría de bandas, en un semiconductor, la banda de valencia llena de electrones y la de conducción, que se encuentra vacía, no se encuentran solapadas, pero la diferencia energética entre ambas

es pequeña, de tal manera que con un pequeño aporte de energía térmica los electrones de la banda de valencia pueden saltar a la banda de conducción.

La respuesta correcta es la **e**.

10.31. Señale cuál de las siguientes disoluciones acuosas presentará la conductividad eléctrica más baja:
a) KF 1 M
b) CH_3OH 1 M
c) $NaNO_3$ 1 M
d) K_2S 1 M

(O.Q.L. Murcia 2018)

La sustancia que en disolución presente menos iones será la peor conductora de la corriente eléctrica.

▪ KF, K_2S y $NaNO_3$ son sustancias con enlace iónico y en disolución acuosa se encuentran disociadas en iones de acuerdo con las siguientes ecuaciones químicas:

$$KF(aq) \rightarrow K^+(aq) + F^-(aq)$$

$$K_2S(aq) \rightarrow 2\,K^+(aq) + S^{2-}(aq)$$

$$NaNO_3(aq) \rightarrow Na^+(aq) + NO_3^-(aq)$$

Las tres se comportan como excelentes conductores de la corriente eléctrica.

▪ El $CH_3OH(l)$ tiene enlace covalente polar y enlace intermolecular de hidrógeno que no permite el movimiento de los electrones por su estructura en estado líquido, por lo que no conduce la corriente eléctrica.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Luarca 2005 y Baleares 2013).