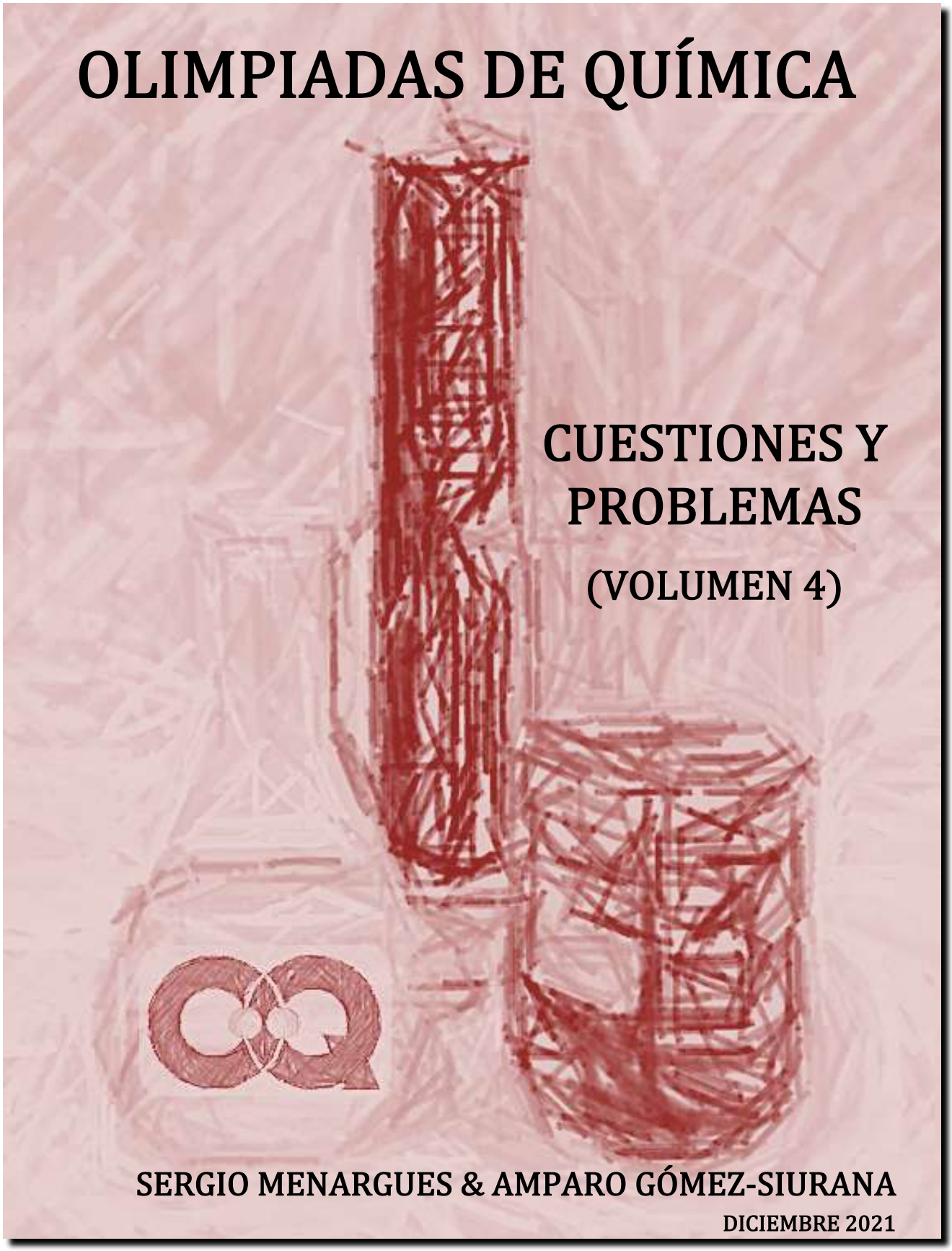
OLIMPIADAS DE QUÍMICA



CUESTIONES Y PROBLEMAS

(VOLUMEN 4)

SERGIO MENARGUES & AMPARO GÓMEZ-SIURANA

DICIEMBRE 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 6.000 cuestiones y 1.150 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), Fernando Villafañe, José A. Cruz, Nieves González, Gonzalo Isabel y Ana Bayón (Castilla y León), Ana Tejero, José A. Díaz-Hellín y Mª Antonia Herrero (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 y Miguel Ternero (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, especialmente a Xabier Egaña por su exhaustiva revisión y ayuda en la detección de errores .

Los autores

ÍNDICE

I. ESPONTANEIDAD DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

1. Entropía. Segunda ley de termodinámica 1
2. Energía de Gibbs y espontaneidad 22
3. Energía de Gibbs y constante de equilibrio 78
4. Dependencia de la constante de equilibrio de la temperatura. Ecuación de van't Hoff 91

II. ELECTROQUÍMICA

1. Oxidantes y reductores. Números de oxidación 99
2. Potenciales estándar de electrodo y celdas electroquímicas 134
3. Relación entre el potencial de la celda y la constante de equilibrio 155
4. Espontaneidad de las reacciones de oxidación-reducción 162
5. Potenciales de celda en función de las concentraciones. Ecuación de Nernst 185
6. Celdas de concentración. Medida de K_s 202
7. Corrosión 208
8. Electrólisis. Leyes de Faraday 211

III. QUÍMICA NUCLEAR

1. Isótopos y emisiones radiactivas 245
2. Velocidad de desintegración 253
3. Reacciones nucleares. Energía y estabilidad 259

IV. QUÍMICA ORGÁNICA

1. Grupos funcionales. Nomenclatura y formulación 263
2. Isomería 290
3. Propiedades de los compuestos orgánicos 325
4. Reacciones de los compuestos orgánicos 329
5. Polímeros 349

V. BIOQUÍMICA

1. Bioquímica 353

VI. FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA INORGÁNICA

1. Formulación y nomenclatura inorgánica 359

I. ESPONTANEIDAD DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

1. ENTROPÍA. SEGUNDA LEY DE LA TERMODINÁMICA

1.1. La entropía del universo, considerado como un sistema aislado:
a) Es siempre cero.
b) Siempre aumenta.
c) Permanece constante.
d) Siempre disminuye.
e) No tiene ninguna relación con el universo.

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Madrid 2010) (O.Q.L. Galicia 2015) (O.Q.L. Extremadura 2016)

De acuerdo con el segundo principio de la termodinámica, en todo proceso espontáneo la entropía de un sistema aislado aumenta:

$$\Delta_{\text{total}}S = \Delta_{\text{sistema}}S + \Delta_{\text{entorno}}S$$

La progresión natural del universo es del orden al desorden, por tanto, en un proceso espontáneo la entropía total siempre aumenta.

La respuesta correcta es la **b**.

1.2. Si la entalpía de vaporización del agua a 100 °C es 40,7 kJ mol^{-1}, calcule ΔS para la vaporización de 1,00 mol de $H_2O(l)$ a esta temperatura.
a) 109 J K^{-1}
b) –109 J K^{-1}
c) 136 J K^{-1}
d) –40.600 J K^{-1}
e) 40.600 J K^{-1}
f) 185,6 J K^{-1}
g) 406,7 J K^{-1}

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Sevilla 2000) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2014) (O.Q.N. Madrid 2015) (O.Q.L. Galicia 2018)

La ecuación termoquímica correspondiente a la vaporización del H_2O es:

$$H_2O(l) \rightarrow H_2O(g) \qquad \Delta H = 40{,}7 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La expresión que relaciona ΔS con ΔH a cierta temperatura es:

$$\Delta S = \frac{\Delta H}{T}$$

El valor de ΔS es:

$$\Delta S = \frac{40{,}7 \text{ kJ}}{(100 + 273{,}15) \text{ K}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 109 \text{ J K}^{-1}$$

Se trata de un proceso en el que aumenta el desorden en el sistema.

La respuesta correcta es la **a**.

(En la cuestión propuesta en Ciudad Real 1997 se pregunta el cálculo de ΔS para la condensación).

1.3. Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta para la reacción:

$$PCl_5(g) \rightarrow PCl_3(g) + Cl_2(g)$$

a) $\Delta G = \Delta H + T\Delta S$
b) $\Delta S = 0$
c) $\Delta S > 0$
d) $\Delta S° = 0$ para $Cl_2(g)$
e) $\Delta S < 0$

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Sevilla 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2012) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017) (O.Q.L. Sevilla 2020)

a) Falso. La expresión es incorrecta, el valor de ΔG se calcula mediante la expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

b-e) Falso. El valor de ΔS para el proceso no puede ser cero ni puede disminuir. Debe de aumentar ya que si se pasa de 1 mol de gas a 2 moles de gas, el desorden aumenta.

c) **Verdadero**. El valor de $\Delta S > 0$, ya que se pasa de 1 a 2 mol de gas. Aumenta el desorden del sistema.

d) Falso. No tiene sentido hablar de $\Delta S°$ para el $Cl_2(g)$, en todo caso debería hablarse de $S°$, no obstante, ese valor no puede ser cero. El valor cero de entropía se asigna al cristal perfecto en el cero absoluto de temperatura.

La respuesta correcta es la **c**.

1.4. En el cero absoluto, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?
a) El volumen de un gas ideal es cero.
b) Cesa todo movimiento molecular.
c) La energía cinética de traslación de las moléculas es cero.
d) Todo lo dicho.
e) Nada de lo dicho.

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

El cero absoluto es la temperatura teórica más baja posible. A esta temperatura, el nivel de energía del sistema es el más bajo posible, por lo que las partículas, según la mecánica clásica, carecen de movimiento; no obstante, según la mecánica cuántica, el cero absoluto debe tener una energía residual o energía de punto cero, para poder así cumplir el principio de indeterminación de Heisenberg.

La respuesta correcta es la **d**.

1.5. ¿Cuál de los siguientes procesos no conduce a un aumento en la entropía?
a) La fusión de hielo a 298 K.
b) La disolución de NaCl(s) en agua.
c) El movimiento de los electrones en sus orbitales alrededor del núcleo.
d) La evaporación del agua.
e) La combustión de gasolina.

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. País Vasco 2007) (O.Q.L. Madrid 2012) (O.Q. La Rioja 2013) (O.Q.L. Castilla y León 2013) (O.Q.L. Jaén 2019)

El valor de la entropía molar de las sustancias es:

$$S°_{(gas)} > S°_{(líquido)} > S°_{(sólido)}$$

La variación de entropía correspondiente a un proceso se calcula mediante la expresión:

$$\Delta S° = \Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

a-b-d-e) Falso. De acuerdo con lo expuesto anteriormente, en estos procesos se cumple:

$$\Delta S° > 0 \quad \rightarrow \quad \Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) > \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

▪ Fusión del hielo:

$$H_2O(s) \rightarrow H_2O(l)$$

Se cumple que:

$$S°_{H_2O(l)} > S°_{H_2O(s)} \quad \rightarrow \quad \Delta S° > 0$$

▪ Disolución de NaCl:

$$NaCl(s) \rightarrow NaCl(aq)$$

Se cumple que:

$$S°_{NaCl(aq)} > S°_{NaCl(s)} \quad \rightarrow \quad \Delta S° > 0$$

▪ Evaporación del agua:

$$H_2O(l) \rightarrow H_2O(g)$$

Se cumple que:

$$S°_{H_2O(g)} > S°_{H_2O(l)} \quad \rightarrow \quad \Delta S° > 0$$

▪ Combustión la gasolina (suponiendo que está formada solo por octano):

$$2\ C_8H_{18}(l) + 25\ O_2(g) \rightarrow 16\ CO_2(g) + 18\ H_2O(g)$$

Como existen más moles de gas en productos que en reactivos se tiene que $\Delta S° > 0$.

c) **Verdadero**. El movimiento de los electrones en un átomo a temperatura constante no conduce a ningún aumento del grado de desorden y, por tanto, no existe aumento de entropía.

La respuesta correcta es la **c**.

1.6. La entropía es una magnitud termodinámica que:
a) Indica el grado de orden de un sistema.
b) Se mide en K J^{-1}.
c) Determina la espontaneidad de una reacción química.
d) Se calcula a partir del valor absoluto de las fuerzas de van der Waals.

(O.Q.L. Murcia 1999)

---

a) **Verdadero**. La entropía es una magnitud termodinámica que mide el grado de desorden de un sistema.

b) Falso. De acuerdo con el concepto de entropía, S:

$$\Delta S = \frac{Q_{rev}}{T} \quad \text{las unidades en el S. I. son J mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}.$$

c) Falso. La espontaneidad de un proceso se clasifica de acuerdo con el signo de la energía de Gibbs, ΔG.

d) Falso. La propuesta carece de sentido.

La respuesta correcta es la **a**.

1.7. La reacción $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$:
a) Debe tener una variación de entalpía negativa.
b) Debe experimentarse para conocer el signo de ΔH, no puede razonarse.
c) Debe tener una variación de entropía muy alta, en valor absoluto.
d) No debe producirse en presencia de nitrógeno.

(O.Q.L. Murcia 2000)

---

a) **Verdadero**. Se trata de una combustión, un proceso en el que siempre se desprende energía.

b) Falso. De acuerdo con la ley de Hess (1840), la entalpía de esta reacción puede calcularse a partir de las entalpías de otras reacciones.

c) Falso. La variación de entropía del proceso, $\Delta S°$, es:

$$S°_{CO_2(g)} > (S°_{C(s)} + S°_{O_2(g)}) \quad \rightarrow \quad \Delta S° > 0$$

siendo la entropía molar del CO_2 solo ligeramente mayor que la del O_2, ya que son dos gases de masas muy cercanas, mientras que la entropía molar del C tiene un valor muy pequeño ya que se trata de un elemento con pequeña masa atómica. Todo esto determina que el valor de $\Delta S°$ sea muy pequeño, hecho que se confirma consultando la bibliografía:

$$\Delta S° = (213{,}7\ \text{J K}^{-1}) - (5{,}7\ \text{J K}^{-1} + 205\ \text{J K}^{-1}) = 3{,}0\ \text{J K}^{-1}$$

d) Falso. La presencia del N_2 no impide la combustión del carbono.

La respuesta correcta es la **a**.

1.8. Indique si los siguientes procesos se producen con aumento o disminución de entropía:

1) $4\ Fe(s) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ Fe_2O_3(s)$

2) $Ag^+(aq) + Cl^-(aq) \rightarrow AgCl(s)$

a) ΔS_1 negativo y ΔS_2 negativo
b) ΔS_1 negativo y ΔS_2 positivo
c) ΔS_1 positivo y ΔS_2 negativo
d) ΔS_1 positivo y ΔS_2 positivo

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

El valor de la entropía molar de las sustancias es:

$$S°(\text{gas}) > S°(\text{líquido}) > S°(\text{sólido})$$

La variación de entropía correspondiente a un proceso se calcula mediante la expresión:

$$\Delta S° = \Sigma\ \nu_p\ S°(\text{productos}) - \Sigma\ \nu_r\ S°(\text{reactivos})$$

▪ La variación de entropía del proceso 1 es:

$$2\ S°_{Fe_2O_3(s)} < (4\ S°_{Fe(s)} + 3\ S°_{O_2(g)}) \quad \rightarrow \quad \Delta S° < 0$$

ya que se pasa de un estado más desordenado $O_2(g)$ a un estado más ordenado como es la estructura cristalina del $Fe_2O_3(s)$.

▪ La variación de entropía del proceso 2 es:

$$S°_{AgCl(s)} < (S°_{Ag^+(aq)} + S°_{Cl^-(aq)}) \quad \rightarrow \quad \Delta S° < 0$$

ya que se pasa de un estado más desordenado correspondiente a los iones en disolución acuosa a un estado más ordenado como es la estructura cristalina del $AgCl(s)$.

La respuesta correcta es la **a**.

1.9. La especie química con mayor entropía molar a temperatura ambiente es:
a) $CH_4(g)$
b) $CCl_4(g)$
c) $CH_3Cl(g)$
d) $CCl_4(l)$
e) $H_2O(l)$

(O.Q.N. Barcelona 2001)

El valor de la entropía molar de las sustancias es:

$$S°(\text{gas}) > S°(\text{líquido}) > S°(\text{sólido})$$

Las especies con mayor entropía molar a temperatura ambiente son aquellas que presenten estado gaseoso a dicha temperatura. De las propuestas, las que presentan dicho estado son, CH_4, CCl_4 y CH_3Cl.

Las tres especies gaseosas están constituidas por cinco átomos uno de los cuales es el carbono y el resto hidrógeno y cloro. Teniendo en cuenta que la entropía es una magnitud extensiva, depende de la cantidad de sustancia, presentará mayor entropía la especie que tenga mayor masa molar, $CCl_4(g)$.

La respuesta correcta es la **b**.

1.10. En todo proceso espontáneo se tiene que cumplir que:
a) $dS = dT/H$
b) $\Delta S_{sistema} > 0$
c) $\Delta S_{sistema} + \Delta S_{alrededores} > 0$
d) $\Delta G > 0$

(O.Q.L. Murcia 2002)

De acuerdo con la segunda ley de termodinámica, en todo proceso espontáneo:

$$\Delta S_{\text{total}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{alrededores}} > 0$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.11. Indique cuál de las siguientes reacciones se produce con un cambio de entropía positivo:
a) $Zn(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$
b) $O(g) + O(g) \rightarrow O_2(g)$
c) $Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \rightarrow BaSO_4(s)$
d) $CaO(s) + CO_2(g) \rightarrow CaCO_3(s)$
e) $O_2(g) + O(g) \rightarrow O_3(g)$
f) $N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightarrow 2\ NH_3(g)$

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Castilla y León 2012) (O.Q.L. La Rioja 2019)

El valor de la entropía molar de las sustancias es:

$$S°(\text{gas}) > S°(\text{líquido}) > S°(\text{sólido})$$

La variación de entropía correspondiente a un proceso se calcula mediante la expresión:

$$\Delta S° = \Sigma\ \nu_p\ S°(\text{productos}) - \Sigma\ \nu_r\ S°(\text{reactivos})$$

La mayor variación de entropía positiva se consigue en la reacción a):

$$Zn(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g) \qquad \Delta S° > 0$$

ya que se pasa de ningún mol de gas en los reactivos a un mol de gas en los productos.

$$\Sigma\ \nu_p\ S°(\text{productos}) > \Sigma\ \nu_r\ S°(\text{reactivos})$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.12. Ordene de mayor a menor entropía las siguientes sustancias: $O_2(g)$, $SnCl_4(l)$, $SnCl_4(g)$.
a) $O_2(g) > SnCl_4(l) > SnCl_4(g)$
b) $SnCl_4(g) > O_2(g) > SnCl_4(l)$
c) $O_2(g) > SnCl_4(g) > SnCl_4(l)$
d) $SnCl_4(g) > SnCl_4(l) > O_2(g)$

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

El valor de la entropía molar de las sustancias es:

$$S°(\text{gas}) > S°(\text{líquido}) > S°(\text{sólido})$$

Las especies con mayor entropía molar a temperatura ambiente son aquellas que presenten estado gaseoso a dicha temperatura. De las propuestas, las que presentan dicho estado son $O_2(g)$ y $SnCl_4(g)$. Sin embargo, teniendo en cuenta que la entropía es una magnitud extensiva, depende de la cantidad de sustancia, presentará mayor entropía la especie que tenga mayor masa molar, $SnCl_4$. Por este motivo, es mayor la entropía molar del $SnCl_4(l)$, con una masa molar bastante mayor, que de la del $O_2(g)$.

Consultando en la bibliografía los valores de $S°$ (J mol^{-1} K^{-1}), se confirma que la ordenación correcta es:

$$SnCl_4(g)\ (365{,}8) > SnCl_4(l)\ (258{,}6) > O_2(g)\ (205{,}2)$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.13. ¿En cuál de las siguientes reacciones cabe esperar una mayor disminución de la entropía?
a) $A(g) + 2\ B(g) \rightarrow AB_2(g)$
b) $A(g) + 2\ B(g) \rightarrow AB_2(l)$
c) $C(s) + D(g) \rightarrow CD(g)$
d) $A(g) + B(g) \rightarrow AB(g)$
e) $A(s) \rightarrow A(g)$

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. Madrid 2011)

El valor de la entropía molar de las sustancias es:

$$S°(\text{gas}) > S°(\text{líquido}) > S°(\text{sólido})$$

La variación de entropía correspondiente a un proceso se calcula mediante la expresión:

$$\Delta S° = \Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

El mayor descenso de entropía se consigue en la reacción b):

$$A(g) + 2\,B(g) \rightarrow AB_2(l) \qquad \Delta S° < 0$$

ya que se pasa de tres moles de gas en los reactivos a un mol de líquido en los productos.

$$\Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) < \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.14. En la reacción $SO_2(g) + O_2(g)$ para dar $SO_3(g)$, diga cuál de las siguientes afirmaciones es cierta:
a) $\Delta G = \Delta H + T\Delta S$
b) $\Delta S = 0$
c) $\Delta S > 0$
d) $\Delta S < 0$

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

a) Falso. La expresión que permite calcular el valor de ΔG es:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

b-c) Falso. El valor de la entropía molar de las sustancias es:

$$S°(\text{gas}) > S°(\text{líquido}) > S°(\text{sólido})$$

La variación de entropía correspondiente a un proceso se calcula mediante la expresión:

$$\Delta S° = \Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

De acuerdo con lo expuesto anteriormente, en este proceso se cumple:

$$S°_{SO_3(g)} < (S°_{SO_2(g)} + S°_{O_2(g)}) \quad \rightarrow \quad \Delta S° < 0$$

Se trata de un proceso en el que disminuye el desorden ya que hay menos moles de gas en los productos que en los reactivos.

d) **Verdadero**. Según se ha justificado en el apartado anterior.

La respuesta correcta es la **d**.

1.15. Diga cuáles de los procesos indicados a continuación tiene un cambio de entropía mayor de cero:
a) Congelación del bromo líquido.
b) Enfriamiento del nitrógeno líquido desde 100 °C a 25 °C.
c) Evaporación de una cantidad de etanol a temperatura ambiente.
d) Licuación del oxígeno.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

El valor de la entropía molar de las sustancias es:

$$S°(\text{gas}) > S°(\text{líquido}) > S°(\text{sólido})$$

La variación de entropía correspondiente a un proceso se calcula mediante la expresión:

$$\Delta S° = \Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

De acuerdo con lo expuesto anteriormente, en los siguientes procesos se cumple:

$$\Delta S° < 0 \quad \rightarrow \quad \Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) < \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

▪ Congelación del bromo:

$Br_2(l) \rightarrow Br_2(s)$ se cumple que $S°_{Br_2(l)} > S°_{Br_2(s)}$ → $\Delta S° < 0$

▪ Licuación del oxígeno:

$O_2(g) \rightarrow O_2(l)$ se cumple que $S°_{O_2(g)} > S°_{O_2(l)}$ → $\Delta S° < 0$

▪ Enfriamiento del nitrógeno líquido: N_2 (g, 100 °C) → N_2 (g, 25 °C), las moléculas se mueven a menor velocidad por lo que se produce un descenso del desorden, $\Delta S° < 0$.

En el caso de la evaporación de etanol:

$C_2H_6O(l) \rightarrow C_2H_6O(g)$ se cumple que $S°_{C_2H_6O(l)} > S°_{C_2H_6O(g)}$ → $\Delta S° > 0$

La respuesta correcta es la **c**.

1.16. Las unidades de la entropía son:
a) J mol^{-1}
b) J
c) J mol^{-1} K^{-1}
d) J K mol^{-1}
e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. País Vasco 2005) (O.Q.L. País Vasco 2015)

La entropía es una magnitud termodinámica que mide el grado de desorden de un sistema y se define como:

$$dS = \frac{dQ_{rev}}{T}$$ las unidades en el S. I. son J mol^{-1} K^{-1}.

La respuesta correcta es la **c**.

1.17. El cero absoluto, 0 K, es la temperatura a la que:
a) Se congelan todos los gases.
b) Las moléculas de los cuerpos se quedan quietas.
c) La masa de los cuerpos se hace cero.
d) Comienza a sentirse un frío intenso.

(O.Q.L. País Vasco 2005)

a) Falso. Todos los gases congelan por encima del cero absoluto ya que esta temperatura es inalcanzable.

b) **Verdadero**. En el cero absoluto las partículas están en reposo ya que su contenido energético es nulo.

c-d) Falso. Se trata de propuestas absurdas.

La respuesta correcta es la **b**.

1.18. Si se pegan dos trozos de papel con pegamento de acción rápida se observa que durante el proceso de pegado estos se calientan de forma ostensible. Puede concluirse que:
a) Cuanto más pegamento se ponga más se calentarán.
b) El proceso es endotérmico.
c) El proceso implica un aumento de entropía.
d) Debe haber un error, puesto que el proceso de pegado no puede traer asociado un aumento de temperatura.

(O.Q.L. Murcia 2006)

Si los trozos de papel se calientan en el proceso de pegado quiere decir que se trata de un proceso exotérmico en el que aumenta la temperatura. Este aumento conlleva a su vez un aumento en la agitación térmica de las partículas del sistema que hacen que aumente el grado de desorden del mismo. Por tanto, al aumentar la temperatura se registra un aumento de la entropía del sistema.

La respuesta correcta es la **c**.

1.19. Indique cuáles de los siguientes procesos implican un aumento de entropía del sistema:
1) Disolución del NaCl en agua.
2) Congelación del agua.
3) Evaporación del etanol.
4) Disolución del N_2 en agua.
5) Sublimación del I_2.
a) 1, 2 y 3
b) 1, 3 y 4
c) 1, 3 y 5
d) 3, 4 y 5
e) 2, 3 y 4

(O.Q.L. Asturias 2006) (O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2010) (O.Q.L. Cantabria 2015) (O.Q.L. Cantabria 2016)

El valor de la entropía molar de las sustancias es:

$$S°(\text{gas}) > S°(\text{líquido}) > S°(\text{sólido})$$

La variación de entropía correspondiente a un proceso se calcula mediante la expresión:

$$\Delta S° = \Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

1) Disolución de NaCl en agua:

$NaCl(s) \rightarrow NaCl(aq)$ se cumple que $S°_{NaCl(aq)} > S°_{NaCl(s)} \rightarrow \Delta S° > 0$

2) Congelación del agua:

$H_2O(l) \rightarrow H_2O(s)$ se cumple que $S°_{H_2O(s)} < S°_{H_2O(l)} \rightarrow \Delta S° < 0$

3) Evaporación de etanol:

$C_2H_6O(l) \rightarrow C_2H_6O(g)$ se cumple que $S°_{C_2H_6O(g)} > S°_{C_2H_6O(l)} \rightarrow \Delta S° > 0$

4) Disolución de N_2 en agua:

$N_2(g) \rightarrow N_2(aq)$ se cumple que $S°_{N_2(aq)} < S°_{N_2(g)} \rightarrow \Delta S° < 0$

5) Sublimación del I_2:

$I_2(s) \rightarrow I_2(g)$ se cumple que $S°_{I_2(g)} > S°_{I_2(s)} \rightarrow \Delta S° > 0$

La respuesta correcta es la **c**.

(En la cuestión propuesta en Asturias 2006 se pregunta en cuál disminuye la entropía).

1.20. Cuando el hidróxido de sodio (s) se disuelve en agua, la temperatura de la disolución resultante aumenta con respecto a la del agua inicial. ¿Qué cambios de entalpía y de entropía se han producido en este proceso de disolución?
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. Asturias 2006)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del NaOH(s) es:

$$NaOH(s) \xrightarrow{H_2O} Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

▪ Se trata de un proceso exotérmico, $\Delta H° < 0$, ya que aumenta la temperatura de la disolución.

▪ Se trata de un proceso en el que aumenta el desorden, $\Delta S° > 0$, ya que se pasa de un estado sólido más ordenado a una disolución acuosa en la que las partículas se encuentran más desordenas.

La respuesta correcta es la **c**.

1.21. En un sistema totalmente aislado y a volumen constante, el criterio del sentido espontáneo de una transformación es que:
a) El desorden se haga máximo.
b) La energía de Gibbs se haga mínima.
c) La variación de entalpía se haga negativa.
d) No hay ningún criterio sencillo para poder saber si el proceso es espontáneo.

(O.Q.L. Asturias 2007)

El valor de ΔG determina la espontaneidad de un proceso

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0 \quad \rightarrow \quad \text{proceso espontáneo}$$

En un sistema aislado ni entra ni sale energía, por tanto, $\Delta H = 0$, si además, V es constante, entonces, se cumple que $p\Delta V = 0$ y tampoco se realiza trabajo. En este caso, el único valor determinante del signo de ΔG es ΔS, así que de acuerdo con la segunda ley de la termodinámica:

$$\Delta_{\text{total}} S = \Delta_{\text{sistema}} S + \Delta_{\text{entorno}} S > 0$$

Debe aumentar el desorden en el sistema.

La respuesta correcta es la **a**.

1.22. ¿Cuál de las siguientes reacciones se produce con un aumento de entropía?
a) $2\ CO(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g)$
b) $H_2O(l) \rightarrow H_2O(s)$
c) $Ag^+(aq) + Cl^-(aq) \rightarrow AgCl(s)$
d) $2\ CaO(s) \rightarrow O_2(g) + 2\ Ca(s)$

(O.Q.L. Madrid 2008)

El valor de la entropía molar de las sustancias es:

$$S°(\text{gas}) > S°(\text{líquido}) > S°(\text{sólido})$$

La variación de entropía correspondiente a un proceso se calcula mediante la expresión:

$$\Delta S° = \Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

Un aumento de entropía se consigue en la reacción d):

$$2\ CaO(s) \rightarrow O_2(g) + 2\ Ca(s) \qquad \Delta S° > 0$$

ya que se pasa de no existir gas en los reactivos a un mol de gas en los productos.

$$\Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) > \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.23. ¿Cuál de las siguientes reacciones tiene el mayor valor de $\Delta S°$ positiva en condiciones estándar?
a) $H_2O(g) + CO(g) \rightarrow H_2(g) + CO_2(g)$
b) $CaCO_3(s) \rightarrow CO_2(g) + CaO(s)$
c) $NH_3(g) \rightarrow NH_3(aq)$
d) $C_8H_{18}(l) \rightarrow C_8H_{18}(s)$

(O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.L. Asturias 2013)

El valor de la entropía molar de las sustancias es:

$$S°(\text{gas}) > S°(\text{líquido}) > S°(\text{sólido})$$

La variación de entropía correspondiente a un proceso se calcula mediante la expresión:

$$\Delta S° = \Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

La mayor variación de entropía positiva se consigue en la reacción del apartado b):

$CaCO_3(s) \rightarrow CO_2(g) + CaO(s)$ $\Delta S^\circ > 0$

ya que se pasa de ningún mol de gas en los reactivos a un mol de gas en los productos.

$\Sigma\, \nu_p\, S^\circ(\text{productos}) > \Sigma\, \nu_r\, S^\circ(\text{reactivos})$

La respuesta correcta es la **b**.

1.24. En una reacción entre gases existirá un aumento de entropía si:
a) El número de moles de los productos es mayor que el de los reactivos.
b) El número de moles de los productos es menor que el de los reactivos.
c) El número de moles de los productos es igual que el de los reactivos.
d) En la reacción solamente se producen compuestos sólidos.

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

El valor de la entropía molar de las sustancias es:

$S^\circ(\text{gas}) > S^\circ(\text{líquido}) > S^\circ(\text{sólido})$

La variación de entropía correspondiente a un proceso se calcula mediante la expresión:

$\Delta S^\circ = \Sigma\, \nu_p\, S^\circ(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, S^\circ(\text{reactivos})$ $\Delta S^\circ > 0$

Para que en una reacción fase gaseosa exista aumento de entropía debe cumplirse que exista mayor número de moles en los productos que en los reactivos.

La respuesta correcta es la **a**.

1.25. ¿Qué reacción tiene lugar con mayor aumento de entropía?
a) $H_2(g) + O_2(g) \rightarrow H_2O_2(l)$
b) $Br_2(l) + F_2(g) \rightarrow 2\ BrF(g)$
c) $Cu^{2+}(aq) + Zn(s) \rightarrow Cu(s) + Zn^{2+}(aq)$
d) $4\ NH_3(g) + 7\ O_2(g) \rightarrow 4\ NO_2(g) + 6\ H_2O(g)$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

El valor de la entropía molar de las sustancias es:

$S^\circ(\text{gas}) > S^\circ(\text{líquido}) > S^\circ(\text{sólido})$

La variación de entropía correspondiente a un proceso se calcula mediante la expresión:

$\Delta S^\circ = \Sigma\, \nu_p\, S^\circ(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, S^\circ(\text{reactivos})$

El mayor aumento de entropía se consigue en la reacción del apartado b):

$Br_2(l) + F_2(g) \rightarrow 2\ BrF(g)$ $\Delta S^\circ > 0$

ya que se pasa de un mol de gas en los reactivos a dos moles de gas en los productos.

$\Sigma\, \nu_p\, S^\circ(\text{productos}) > \Sigma\, \nu_r\, S^\circ(\text{reactivos})$

La respuesta correcta es la **b**.

1.26. De las siguientes reacciones químicas:
1) $S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$
2) $CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$
3) $NH_3(g) + HCl(g) \rightarrow NH_4Cl(s)$
4) $KClO_3(s) \rightarrow KCl(s) + 3/2\ O_2(g)$

La variación de entropía es más positiva y más negativa, respectivamente, para:
a) 1 y 4
b) 1 y 2
c) 4 y 3
d) 2 y 4
e) No se puede conocer sin datos termodinámicos de las reacciones.

(O.Q.N. El Escorial 2012)

El valor de la entropía molar de las sustancias es:

$$S°(\text{gas}) > S°(\text{líquido}) > S°(\text{sólido})$$

La variación de entropía correspondiente a un proceso se calcula mediante la expresión:

$$\Delta S° = \Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

▪ La mayor variación de entropía positiva se consigue en la reacción del apartado 4):

$$KClO_3(s) \rightarrow KCl(s) + 3/2\ O_2(g) \qquad \Delta S° > 0$$

ya que se pasa de no existir gas en los reactivos a 1,5 mol de gas en los productos.

$$\Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) > \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

▪ La mayor variación de entropía negativa se consigue en la reacción del apartado 3):

$$NH_3(g) + HCl(g) \rightarrow NH_4Cl(s) \qquad \Delta S° < 0$$

ya que se pasa de dos moles de gas en los reactivos a no existir gas en los productos.

$$\Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) < \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.27. La nitroglicerina es un compuesto líquido altamente explosivo a temperatura ambiente:

$$4\ C_3H_5(NO_3)_3(l) \rightarrow 12\ CO_2(g) + 6\ N_2(g) + O_2(g) + 10\ H_2O(g)$$

por lo que es muy sensible a cualquier movimiento. Por lo general, se transporta en cajas acolchadas a baja temperatura.
De acuerdo con lo anterior se puede afirmar que:
a) El transporte se hace a baja temperatura para ahorrar energía.
b) La entropía de los productos es mayor que la de los reactivos.
c) La entalpía de los productos es mayor que la de los reactivos.
d) Una atmósfera de oxígeno es fundamental para que se produzca la reacción.
e) Si se aumenta la temperatura lo suficiente se hace exotérmica la reacción.
f) La reacción de descomposición lleva consigo un gran incremento de entropía.
g) En vacío la reacción no se producirá.

(O.Q.L. Murcia 2012) (O.Q.L. Murcia 2019)

a) Falso. El descenso de la temperatura dificulta la vaporización de la nitroglicerina y con ello su explosión.

b-f) **Verdadero**. El valor de la entropía molar de las sustancias es:

$$S°(\text{gas}) > S°(\text{líquido}) > S°(\text{sólido})$$

La variación de entropía correspondiente a un proceso se calcula mediante la expresión:

$$\Delta S° = \Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

Todos los productos son gaseosos, y además, el número de moles de productos es muy superior al de reactivos, por tanto, $\Delta S° > 0$.

c) Falso. Se trata de un proceso exotérmico, $\Delta H° < 0$, por tanto, la entalpía de los productos es inferior a la de los reactivos.

d-g) Falso. Como se observa en la ecuación química, se trata de una explosión no de una combustión, por lo que no se requiere oxígeno.

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

1.28. El valor de la variación de entropía estándar de una reacción es:
a) $\Delta S° = 60{,}4$ J mol^{-1} K^{-1}
b) $\Delta S° = 60{,}4$ kJ mol^{-1}
c) $\Delta S° = 60{,}4$ J^{-1} K^{-1} mol
d) $\Delta S° = 60{,}4$ kJ mol

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

La expresión que define la entropía de un proceso es:

$$\Delta S° = \frac{\Delta H°}{T}$$

El valor adecuado para la entropía es:

$$\Delta S° = 60{,}4 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.29. Cuando un gas se disuelve en agua sin que se produzca una reacción química, en la mayoría de los casos, el proceso es:
a) Endotérmico y disminuye la entropía.
b) Endotérmico y aumenta la entropía.
c) Exotérmico y disminuye la entropía.
d) Exotérmico y no varía la entropía.
e) No se puede estimar sin conocer los valores termodinámicos de entalpía y entropía del gas y el líquido.

(O.Q.N. Oviedo 2014)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución de un gas X en agua es:

$$\text{X(g)} \rightarrow \text{X(aq)}$$

▪ En este proceso se forman enlaces intermoleculares entre las moléculas del gas y las de agua, por tanto, se trata de un proceso exotérmico, $\Delta H° < 0$.

▪ En este proceso disminuye el desorden ya que se pasa de gas a disolución acuosa, por tanto, se trata de un proceso en el que disminuye la entropía, $\Delta S° < 0$.

La respuesta correcta es la **c**.

1.30. ¿Qué reacción tiene el mayor cambio positivo de entropía, ΔS?
a) $Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2\ MgO(s)$
b) $2\ C_2H_2(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$
c) $2\ KClO_3(s) \rightarrow 2\ KCl(s) + 3\ O_2(g)$
d) $2\ SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ SO_3(g)$
e) $H_2O(l) \rightarrow H_2O(g)$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014) (O.Q.L. Madrid 2014)

El valor de la entropía molar de las sustancias es:

$$S°(\text{gas}) > S°(\text{líquido}) > S°(\text{sólido})$$

La variación de entropía correspondiente a un proceso se calcula mediante la expresión:

$$\Delta S° = \Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

La mayor variación de entropía positiva se consigue en la reacción propuesta en el apartado c):

$$2\ KClO_3(s) \rightarrow 2\ KCl(s) + 3\ O_2(g) \qquad \Delta S° > 0$$

ya que se pasa de ningún mol de gas en los reactivos a tres moles de gas en los productos.

$$\Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) > \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2004 y Castilla-La Mancha 2011).

1.31. Si la variación de entropía de una reacción química es igual a cero, significa que la reacción es:
a) Reversible
b) Irreversible
c) Adiabática
d) Isotérmica
e) Imposible

(O.Q.L. País Vasco 2014)

La variación de entropía de un proceso se define como:

$$\Delta S = \int \frac{\mathrm{d}Q}{T}$$

La desigualdad de Clausius establece que, para todo proceso cíclico se cumple que:

$$\oint \frac{\mathrm{d}Q}{T} \leq 0$$

siendo dQ el calor que entra al sistema desde un foco que se encuentra a una temperatura T.

El signo de la integral informa del tipo de reacción:

$$\oint \frac{\mathrm{d}Q}{T} \begin{cases} < 0 & \rightarrow \text{ proceso irreversible} \\ = 0 & \rightarrow \text{ proceso reversible} \\ > 0 & \rightarrow \text{ proceso imposible} \end{cases}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.32. El signo de la variación de entropía de la reacción:
$NH_3(g) + HCl(g) \rightarrow NH_4Cl(s)$ es:
a) $\Delta S > 0$
b) $\Delta S < 0$
c) $\Delta H < 0$
d) $\Delta S = 0$

(O.Q.L. Castilla y León 2015)

El valor de la entropía molar de las sustancias es:

$$S°(\text{gas}) > S°(\text{líquido}) > S°(\text{sólido})$$

La variación de entropía correspondiente a un proceso se calcula mediante la expresión:

$$\Delta S° = \Sigma\, \nu_\text{p}\, S°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_\text{r}\, S°(\text{reactivos})$$

Aquí se cumple que, $\Delta S° < 0$, ya que, se pasa de 2 mol de gas en los reactivos a ninguno en los productos.

La respuesta correcta es la **b**.

1.33. ¿Cuál de las siguientes reacciones conlleva un incremento en entropía?
a) $C(s) + O_2(g) \rightarrow 2\ CO(g)$
b) $2\ H_2S(g) + SO_2(g) \rightarrow 3\ S(s) + 2\ H_2O(g)$
c) $4\ Fe(s) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ Fe_2O_3(s)$
d) $CO(g) + 2\ H_2(g) \rightarrow CH_3OH(l)$

(O.Q.L. La Rioja 2015)

El valor de la entropía molar de las sustancias es:

$$S°(\text{gas}) > S°(\text{líquido}) > S°(\text{sólido})$$

La variación de entropía correspondiente a un proceso se calcula mediante la expresión:

$$\Delta S° = \Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

La mayor variación de entropía positiva se consigue en la reacción propuesta en el apartado a):

$$C(s) + O_2(g) \rightarrow 2\, CO(g) \qquad \Delta S° > 0$$

ya que se pasa de un mol de sólido y un mol de gas en los reactivos a dos moles de gas en los productos.

$$\Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) > \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a las propuestas en Madrid 2004, 2008 y 2014 y Castilla-La Mancha 2014).

1.34. ¿Cuál de las siguientes reacciones conlleva un incremento en entropía?
a) $2\, SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\, SO_3(g)$
b) $CO(g) + H_2O(g) \rightarrow H_2(g) + CO_2(g)$
c) $H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2\, HCl(g)$
d) $2\, NO_2(g) \rightarrow 2\, NO(g) + O_2(g)$

(O.Q.L. Murcia 2015)

El valor de la entropía molar de las sustancias es:

$$S°(\text{gas}) > S°(\text{líquido}) > S°(\text{sólido})$$

La variación de entropía correspondiente a un proceso se calcula mediante la expresión:

$$\Delta S° = \Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

La mayor variación de entropía positiva se consigue en la reacción del apartado d):

$$2\, NO_2(g) \rightarrow 2\, NO(g) + O_2(g) \qquad \Delta S° > 0$$

ya que se pasa de 2 mol de gas en los reactivos a 3 mol de gas en los productos.

$$\Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) > \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a las propuestas en Murcia 1998, Madrid 2004, 2008 y 2014 y La Rioja 2015).

1.35. ¿Para cuál de las reacciones siguientes se espera que $\Delta S° < 0$?
a) $NH_4Cl(s) \rightarrow NH_3(g) + HCl(g)$
b) $2\, IBr(g) \rightarrow I_2(s) + Br_2(l)$
c) $(NH_4)_2CO_3(s) \rightarrow 2\, NH_3(g) + CO_2(g) + H_2O(g)$
d) $C_6H_6(l) \rightarrow C_6H_6(g)$

(O.Q.L. Valencia 2015)

El valor de la entropía molar de las sustancias es:

$$S°(\text{gas}) > S°(\text{líquido}) > S°(\text{sólido})$$

La variación de entropía correspondiente a un proceso se calcula mediante la expresión:

$$\Delta S° = \Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

La mayor variación de entropía negativa se consigue en la reacción propuesta en el apartado b):

$$2\, IBr(g) \rightarrow I_2(s) + Br_2(l) \qquad \Delta S° < 0$$

ya que se pasa de dos moles de gas en los reactivos a un mol de líquido y otro de sólido en los productos.

$$\Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) < \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a las propuestas en Madrid 2004 y 2014, La Rioja 2015 y Murcia 2015).

1.36. ¿Cuál es el orden correcto de entropías ($S°$) crecientes a 25 °C?
a) $CO_2(s) < CO_2(aq) < CO_2(g)$
b) $CO_2(g) < CO_2(aq) < CO_2(s)$
c) $CO_2(s) < CO_2(g) < CO_2(aq)$
d) $CO_2(g) < CO_2(s) < CO_2(aq)$

(O.Q.L. Asturias 2015) (O.Q.L. Asturias 2017)

El valor de la entropía molar de las sustancias es:

$$S°(\text{gas}) > S°(\text{líquido o (disolución)}) > S°(\text{sólido})$$

De acuerdo con lo anterior, el orden creciente de entropía es:

$$CO_2(s) < CO_2(aq) < CO_2(g)$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.37. Indique cuál de las siguientes reacciones se produce con un cambio de entropía positivo:
a) $CaO(s) + H_2O(g) \rightarrow Ca(OH)_2(s)$
b) $2\ NO_2(g) \rightarrow N_2O_4(g)$
c) $CuSO_4\ (s) + 5\ H_2O(l) \rightarrow CuSO_4{\cdot}5H_2O(s)$
d) $PCl_5(s) \rightarrow PCl_3(l) + Cl_2(g)$
e) $H_2O(g) \rightarrow H_2O(l)$

(O.Q.L. País Vasco 2016)

El valor de la entropía molar de las sustancias es:

$$S°(\text{gas}) > S°(\text{líquido}) > S°(\text{sólido})$$

La variación de entropía correspondiente a un proceso se calcula mediante la expresión:

$$\Delta S° = \Sigma\ \nu_p\ S°(\text{productos}) - \Sigma\ \nu_r\ S°(\text{reactivos})$$

La mayor variación de entropía positiva se consigue en la reacción propuesta en el apartado a):

$$PCl_5(s) \rightarrow PCl_3(l) + Cl_2(g) \qquad \Delta S° > 0$$

ya que se pasa de ningún mol de gas en los reactivos a un mol de gas en los productos.

$$\Sigma\ \nu_p\ S°(\text{productos}) > \Sigma\ \nu_r\ S°(\text{reactivos})$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2004 y otras).

1.38. En un proceso espontáneo, se debe cumplir:
a) $\Delta_{\text{reacción}} G > 0$
b) $\Delta_{\text{reacción}} H < 0$
c) $\Delta_{\text{reacción}} S > 0$
d) $\Delta_{\text{universo}} S > 0$

(O.Q.L. Asturias 2016)

De acuerdo con el segundo principio de la termodinámica "en una reacción espontánea aumenta la entropía del universo":

$$\Delta_{\text{universo}} S = \Delta_{\text{sistema}} S + \Delta_{\text{entorno}} S > 0$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.39. ¿Cuál es el signo de $\Delta_r H$ y $\Delta_r S$ para la siguiente reacción?

$$2\ C(s) + O_2(g) \rightarrow 2\ CO(g)$$

	$\Delta_r H$	$\Delta_r S$
a)	–	–
b)	–	+
c)	+	+
a)	+	–

(O.Q.N. El Escorial 2017)

Como se trata de una combustión, se desprende calor, por tanto, el signo de $\Delta_r H$ es negativo.

Como se trata de un proceso en el que existen más moles de gas en los productos que en los reactivos aumenta el desorden del sistema, por lo tanto, el signo de $\Delta_r S$ es positivo.

La respuesta correcta es la **b**.

1.40. El bromo hierve a 59,0 °C con una $\Delta_{vap}H° = 29{,}6$ kJ mol^{-1}. ¿Cuál es el valor de $\Delta_{vap}S°$ expresado en J mol^{-1} K^{-1}?

a) 11,2
b) 89,2
c) 501
d) 1.750

(O.Q.N. El Escorial 2017)

La ecuación termoquímica correspondiente a la vaporización del Br_2 es:

$$Br_2(l) \rightarrow Br_2(g) \qquad \Delta_{vap}H° = 29{,}6\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La expresión que relaciona las variaciones de entalpía y de entropía a cierta temperatura es:

$$\Delta_{vap}S° = \frac{\Delta_{vap}H°}{T}$$

El valor de $\Delta_{vap}S°$ es:

$$\Delta_{vap}S° = \frac{29{,}6\ \text{kJ mol}^{-1}}{(59{,}0 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{10^3\ \text{J}}{1\ \text{kJ}} = 89{,}1\ \text{J mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}$$

Se trata de un proceso en el que aumenta el desorden en el sistema.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997 y otras).

1.41. ¿Cuál es la mejor explicación para justificar la entropía negativa de la siguiente reacción?

$$CaSO_4(s) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \qquad \Delta S° = -143\ \text{J mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}$$

a) En la disolución acuosa hay más formas de ordenarse los iones Ca^{2+} y SO_4^{2-} que en una red cristalina.
b) El $CaSO_4$ es un sólido covalente que se separa en sus iones en disolución acuosa.
c) En disolución acuosa los iones Ca^{2+} y SO_4^{2-} están solvatados, disminuyendo el número de maneras de ordenarse las moléculas de agua cuando se disuelve el sólido.
d) El $CaSO_4$ se disuelve exotérmicamente dando lugar a una pérdida neta de entropía.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

a) Falso. En la disolución acuosa los iones Ca^{2+} y SO_4^{2-} tienen menos formas de ordenarse que en una red cristalina.

b) Falso. El $CaSO_4$ es un sólido iónico.

c) **Verdadero**. En la disolución acuosa los iones se encuentran unidos a las moléculas de agua (solvatación o hidratación de los iones) lo que motiva que estas pierdan capacidad de ordenarse.

d) Falso. No se dispone de información de si el proceso es exo o endotérmico.

La respuesta correcta es la **c.**

1.42. Considere uno de los pistones del motor de un coche de gasolina. El pistón se mueve alternativamente hacia arriba y hacia abajo, comprimiendo y expandiendo la mezcla vaporizada de gasolina con aire. Este movimiento es el responsable de la tracción (movimiento) del coche. En la primera etapa del proceso, el pistón está totalmente cerrado y comprime la mezcla hasta que se produce su ignición. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa, en esa primera etapa?
a) Disminuye el volumen de la mezcla.
b) Aumenta la temperatura de la mezcla.
c) El número de moles de la mezcla permanece constante.
d) Disminuye la densidad de la mezcla.
e) Disminuye la entropía de la mezcla.

(O.Q.L. País Vasco 2017)

En el proceso de compresión, proceso adiabático, se cumplirá que:

a) Verdadero. El volumen disminuye, pasando de V_1 a $V_2 << V_1$.

b) Verdadero. Al tratarse de un proceso adiabático se cumple que:

$$\frac{T_2}{T_1} = \left(\frac{V_1}{V_2}\right)^{\gamma-1}$$

con lo que como $V_2 < V_1$, entonces $T_2 > T_1$.

c) Verdadero. Al ser el émbolo en esta fase un recipiente cerrado, antes de la explosión el número de partículas será el mismo.

d) **Falso**. Si disminuye el volumen siendo la masa constante la densidad tiene que aumentar.

e) **Falso**/Verdadero. Al tratarse de un proceso adiabático, si se supone un proceso reversible (realizado muy lentamente en pasos muy pequeños) se cumple que $Q = 0$ con lo que $\Delta S = 0$, por tanto, la entropía del sistema es constante.

Por el contrario, si el proceso fuese irreversible, al ser la entropía una magnitud de estado, su valor será el de otro proceso entre los valores inicial y final del sistema, con lo que, acotándolo entre dos isotermas, el valor será:

$$\Delta S = nR \ln \frac{V_2}{V_1}$$

y como $V_2 < V_1$, se obtiene que $\Delta S < 0$.

Las respuestas correctas son **d** y **e**.

1.43. ¿En cuál de los siguientes casos la entropía de la sustancia aumenta?
a) H_2O(g, 75 Torr, 300 K) → H_2O(g, 150 Torr, 300 K)
b) Br_2(l, 1 bar, 25 °C) → Br_2(g, 1 bar, 25 °C)
c) I_2(g, 1 bar, 200 °C) → I_2(g, 1 bar, 125 °C)
d) Fe(s, 10 bar, 250 °C) → Fe(s, 1 bar, 250 °C)

(O.Q.L. La Rioja 2017)

El valor de la entropía molar de las sustancias es:

$$S°(\text{gas}) > S°(\text{líquido}) > S°(\text{sólido})$$

La variación de entropía correspondiente a un proceso se calcula mediante la expresión:

$$\Delta S° = \Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

La mayor variación de entropía positiva se consigue en la reacción propuesta en el apartado b):

$$Br_2(l, 1\ bar, 25\ °C) \rightarrow Br_2(g, 1\ bar, 25\ °C) \qquad \Delta S° > 0$$

ya que se pasa de ningún mol de gas en los reactivos a un mol de gas en los productos.

$$\Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) > \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.44. Antes de la existencia de las secadoras domésticas era habitual tender la ropa para que secara cuando estaba húmeda. Incluso ahora también se recurre a ese método, que funciona porque el proceso de secado:
a) Si hace sol se convierte en exotérmico.
b) Debe tener $\Delta G = 0$.
c) Conlleva un incremento de entropía.
d) Nada tiene que ver con la Termodinámica.

(O.Q.L. Murcia 2018)

El proceso de secado es endotérmico ya que para eliminar el agua debe comunicarse calor. Además, se trata de un proceso en el que aumenta la entropía del sistema ya que el agua líquida que impregna la ropa se convierte en vapor de agua.

La respuesta correcta es la **c**.

1.45. ¿Cuál de las siguientes propuestas es incorrecta?
a) La entropía de un elemento en su forma más estable en condiciones estándar es nula.
b) La entalpía de reacción coincide con el calor a presión constante.
c) La entropía mide el grado de desorden de una sustancia.
d) Mientras una sustancia cambia de estado, la temperatura permanece constante.

(O.Q.L. Valencia 2018)

a) **Incorrecta**. Para que una sustancia tenga entropía nula debe ser un cristal perfecto y encontrarse a una temperatura de 0 K.

b) Correcta. La entalpía de una reacción se define como el calor transferido medido a presión constante.

c) Correcta. La entropía mide el grado de desorden que presenta una sustancia.

d) Correcta. Cuando una sustancia cambia de estado la temperatura permanece constante ya que todo el calor que se intercambia corresponde a enlaces intermoleculares que se rompen o se forman.

La respuesta correcta es la **a**.

1.46. El clorato de potasio, $KClO_3(s)$ se descompone por calentamiento formando cloruro de potasio, $KCl(s)$ y dioxígeno, siendo la entalpía estándar de reacción de –38,80 kJ mol^{-1}. Teniendo en cuenta los datos termodinámicos de estas sustancias de la tabla adjunta:

Sustancia	$KClO_3(s)$	$KCl(s)$	$O_2(g)$
$\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1})	–397,7	—	—
$S°$ (J mol^{-1} K^{-1})	143,1	82,60	205,2

a) $\Delta_f H°$ (KCl) = –436,5 kJ mol^{-1} y $\Delta_r S°$= –247,3 J mol^{-1} K^{-1}.
b) $\Delta_f H°$ (KCl) = –436,5 kJ mol^{-1} y $\Delta_r S°$= 247,3 J mol^{-1} K^{-1}.
c) $\Delta_f H°$ (KCl) = 436,5 kJ mol^{-1} y $\Delta_r S°$= 247,3 J mol^{-1} K^{-1}.
d) $\Delta_r S°$= –247,3 J mol^{-1} K^{-1} y $\Delta_f H°$(KCl) no se puede calcular al no conocer esta magnitud para el dioxígeno.

(O.Q.L. Asturias 2018)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de descomposición térmica del $KClO_3$ es:

$$KClO_3(s) \rightarrow KCl(s) + \frac{3}{2}O_2(g)$$

La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta H° = \Sigma\, \nu_p\, \Delta_f H°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, \Delta_f H°(\text{reactivos})$$

Sustituyendo:

$$\Delta H° = \Delta_f H°(\text{KCl}) - \Delta_f H°(\text{KClO}_3)$$

$$-38{,}80\ \text{kJ} = \Delta_f H°(\text{KCl}) - \left(1\ \text{mol KClO}_3 \cdot \frac{-397{,}7\ \text{kJ}}{\text{mol KClO}_3}\right)$$

Se obtiene, $\Delta_f H°\ (\text{KCl}) = -436{,}5\ \text{kJ mol}^{-1}$.

La variación de entropía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta S° = \Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

Sustituyendo:

$$\Delta S° = S°(\text{KCl}) + \frac{3}{2} S°(\text{O}_2) - S°(\text{KClO}_3) =$$

$$= \left(1\ \text{mol KCl} \cdot \frac{82{,}60\ \text{J}}{\text{K mol KCl}}\right) + \left(1{,}5\ \text{mol O}_2 \cdot \frac{205{,}2\ \text{J}}{\text{K mol O}_2}\right) - \left(1\ \text{mol KClO}_3 \cdot \frac{143{,}1\ \text{J}}{\text{mol KClO}_3}\right)$$

Se obtiene, $\Delta_r S° = 247{,}3\ \text{J mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}$.

La respuesta correcta es la **b**.

1.47. Entre las diferentes opciones, escoge la que pueda ser correcta para los valores de entropía del sodio elemental en estado sólido y gaseoso:
a) 51 y 152 J mol^{-1} K^{-1}, respectivamente.
b) 152 y 51 J mol^{-1} K^{-1}, respectivamente.
c) Han de ser iguales ambas, puesto que se trata del mismo elemento.
d) El sodio es un metal, por lo que no puede darse un valor para su entropía en estado gaseoso.
e) Ninguna de las anteriores es correcta, dado que la entropía es nula.

(O.Q.L. País Vasco 2018)

El valor de la entropía molar de las sustancias es:

$$S°(\text{gas}) > S°(\text{líquido}) > S°(\text{sólido})$$

por tanto, $S°(\text{Na(s)}) = 51\ \text{J mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}$ y $S°(\text{Na(g)}) = 152\ \text{J mol}^{-1}$.

La respuesta correcta es la **a**.

1.48. Para la reacción:

$$\text{A(g)} \rightarrow \text{B(g)} + \text{C(g)}$$

¿cuál es la afirmación correcta?
a) $\Delta H = 0$
b) $\Delta S < 0$
c) $\Delta S > 0$
d) $\Delta S = 0$

(O.Q.L. Extremadura 2020)

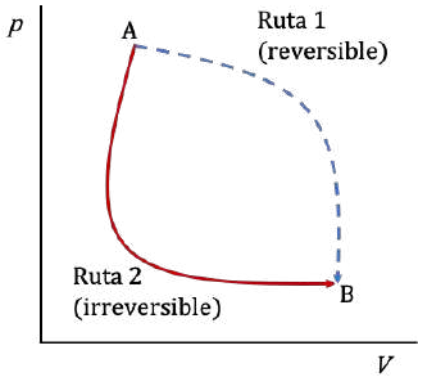
El valor de ΔS para el proceso no puede ser cero ni puede disminuir. Debe de aumentar, ya que, si se pasa de 1 mol de gas a 2 moles de gas, el desorden aumenta, $\Delta S > 0$.

La respuesta correcta es la **c**.

1.49. Un sistema evoluciona entre dos estados fijos por dos rutas diferentes. En la ruta 1, todos los procesos son reversibles, mientras que en la ruta 2 hay procesos irreversibles, ¿en qué caso cree que será mayor la variación de entropía?
a) En la ruta 1.
b) En la ruta 2.
c) Igual en ambas rutas.
d) No puede saberse a priori si no se facilitan más datos.

(O.Q.N. Valencia 2020)

Al ser la entropía una función de estado, el valor de ΔS que se obtiene por la diferencia entre los valores inicial y final, es el mismo e independiente de la ruta que siga.



La respuesta correcta es la **c**.

1.50. De las siguientes reacciones, ¿cuál de ellas tiene $\Delta S° > 0$?
a) $2\ Cl(g) \rightarrow Cl_2(g)$
b) $S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$
c) $2\ SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ SO_3(g)$
d) $Br_2(l) \rightarrow Br_2(g)$

(O.Q.L. Extremadura 2021)

El valor de la entropía molar de las sustancias es:

$$S°(\text{gas}) > S°(\text{líquido}) > S°(\text{sólido})$$

La variación de entropía correspondiente a un proceso se calcula mediante la expresión:

$$\Delta S° = \Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

La mayor variación de entropía positiva se consigue en la reacción propuesta en el apartado d):

$$Br_2(l) \rightarrow Br_2(g) \qquad \Delta S° > 0$$

ya que se pasa de ningún mol de gas en los reactivos a un mol de gas en los productos.

$$\Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) > \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a las propuestas en Murcia 1998, Madrid 2004 y otras).

1.51. ¿En cuál de los siguientes sistemas en reacción sería $\Delta S_{sistema} < 0$?
a) $2\ H_2O(g) \rightarrow 2\ H_2(g) + O_2(g)$
b) $H_2O(g) \rightarrow H_2O(l)$
c) $CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$
d) $2\ NH_3(g) \rightarrow N_2(g) + 3\ H_2(g)$
e) En ninguna de las reacciones anteriores.

(O.Q.L. País Vasco 2021)

El valor de la entropía molar de las sustancias es:

$$S^\circ(\text{gas}) > S^\circ(\text{líquido}) > S^\circ(\text{sólido})$$

La variación de entropía correspondiente a un proceso se calcula mediante la expresión:

$$\Delta S^\circ = \Sigma\, \nu_\text{p}\, S^\circ(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_\text{r}\, S^\circ(\text{reactivos})$$

La variación de entropía negativa se consigue en la reacción propuesta en el apartado c):

$$H_2O(g) \rightarrow H_2O(l) \qquad \Delta S^\circ < 0$$

ya que se pasa de un mol de gas en los reactivos a ninguno en los productos.

$$\Sigma\, \nu_\text{p}\, S^\circ(\text{productos}) < \Sigma\, \nu_\text{r}\, S^\circ(\text{reactivos})$$

La respuesta correcta es la **b**.

2. ENERGÍA DE GIBBS Y ESPONTANEIDAD

2.1. Para una reacción en la que ΔH y ΔS son positivas, se puede decir que:
a) La reacción es exotérmica.
b) La reacción es espontánea a temperaturas altas.
c) La reacción es espontánea a temperaturas bajas.
d) La reacción no puede existir.

(O.Q.L. Asturias 1987) (O.Q.L. Extremadura 2018)

El valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

proporciona el criterio para decidir si un proceso es o no espontáneo. Así pues, para un proceso espontáneo se cumple que $\Delta G < 0$.

Si $\Delta H > 0$ y $\Delta S > 0$, entonces el valor de ΔG depende de cuál de los términos $|\Delta H|$ o $|T\Delta S|$ sea mayor, es decir depende de cuál sea el valor de T.

- A temperaturas bajas: $|\Delta H| > |T\Delta S| \rightarrow \Delta G > 0$ y la reacción es no espontánea.
- A temperaturas altas: $|\Delta H| < |T\Delta S| \rightarrow \Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

La respuesta correcta es la **b**.

2.2. Un proceso será siempre espontáneo si es:
a) Exotérmico y con disminución de entropía.
b) Endotérmico y con aumento de entropía.
c) Exotérmico y con aumento de entropía.
d) Endotérmico y con disminución de desorden.
e) Todas las propuestas son falsas.

(O.Q.L. Asturias 1990) (O.Q.L. Castilla y León 2010) (O.Q.L. Castilla y León 2011)

El valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

proporciona el criterio para decidir si un proceso es o no espontáneo. Así pues, para un proceso espontáneo se cumple que $\Delta G < 0$.

Para que esto ocurra a cualquier temperatura es preciso que $|\Delta H| - |T\Delta S| < 0$, y eso solo tiene lugar si:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S > 0$, aumenta el desorden

La respuesta correcta es la **c**.

2.3. ¿Cuál de las siguientes propuestas relacionadas con la variación de la energía de Gibbs de un proceso es verdadera?
a) Cuando en determinadas condiciones, ΔG es negativo puede afirmarse que el proceso tiene lugar de forma espontánea.
b) Para cualquier reacción química ΔG puede ser positivo o negativo, pero nunca puede valer cero.
c) Los valores de ΔG para cualquier proceso son independientes de la temperatura.
d) Los valores de ΔG de formación estándar (a una temperatura dada) sirven para decidir si un compuesto (a esa temperatura) es más o menos estable que los elementos que lo constituyen.

(O.Q.L. Asturias 1994)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G = 0 \text{ proceso en equilibrio} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

a) **Verdadero**. Cuando $\Delta G < 0$, el proceso es espontáneo.

b) Falso. Cuando $\Delta G = 0$, el proceso está en equilibrio.

c) Falso. De acuerdo con la definición de G, esta depende de la temperatura.

d) **Verdadero**. Teniendo en cuenta que, por convenio, las energías de Gibbs de formación de los elementos en su forma más estable en condiciones estándar son nulas, el valor de $\Delta_f G°$ de un compuesto determina si es más estable que los elementos que constituyen:

- $\Delta_f G° < 0 \rightarrow$ más estable que los elementos que lo forman
- $\Delta_f G° > 0 \rightarrow$ menos estable que los elementos que lo forman

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

2.4. ¿Cuáles de las siguientes condiciones corresponden a una reacción espontánea a cualquier temperatura?
a) $\Delta H < 0, \Delta S < 0$
b) $\Delta H > 0, \Delta S = 0$
c) $\Delta H > 0, \Delta S > 0$
d) $\Delta H > 0, \Delta S < 0$
e) $\Delta H < 0, \Delta S > 0$
f) $\Delta H = 0, \Delta S = 0$
g) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Castilla y León 2001-2002-2003-2008-2009) (O.Q.L. Canarias 2003) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Sevilla 2006) (O.Q.L. Cádiz 2008) (O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Granada 2019) (O.Q.L. País Vasco 2019) (O.Q.L. Extremadura 2019) (O.Q.L. Galicia 2021)

El valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

proporciona el criterio para decidir si un proceso es o no espontáneo. Así pues, para un proceso espontáneo se cumple que $\Delta G < 0$.

a) Falso. Si $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$, entonces el valor de ΔG depende de cuál de los términos $|T\Delta S|$ o $|\Delta H|$ sea mayor, es decir depende de cuál sea el valor de T.

- A temperaturas bajas: $|\Delta H| > |T\Delta S| \rightarrow \Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.
- A temperaturas altas: $|\Delta H| < |T\Delta S| \rightarrow \Delta G > 0$ y la reacción es no espontánea.

b) Falso. Si $\Delta H > 0$ y $\Delta S = 0$, se cumple que a cualquier temperatura $\Delta G > 0$ y la reacción es no espontánea.

c) Falso. Si $\Delta H > 0$ y $\Delta S > 0$, entonces el valor de ΔG depende de cuál de los términos $|\Delta H|$ o $|T\Delta S|$ sea mayor, es decir depende de cuál sea el valor de T.

- A temperaturas bajas: $|\Delta H| > |T\Delta S| \rightarrow \Delta G > 0$ y la reacción es no espontánea.
- A temperaturas altas: $|\Delta H| < |T\Delta S| \rightarrow \Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

d) Falso. Si $\Delta H > 0$ y $\Delta S < 0$, se cumple que a cualquier temperatura $\Delta G > 0$ y la reacción es no espontánea.

e) **Verdadero**. Si $\Delta H < 0$ y $\Delta S > 0$, se cumple que a cualquier temperatura $\Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

f) Falso. La propuesta es absurda.

La respuesta correcta es la **e**.

(En la cuestión propuesta en Murcia 1996 y Castilla y León 2008, se cambia en el enunciado endotérmico por $\Delta H > 0$, exotérmico por $\Delta H < 0$, disminución del desorden por $\Delta S < 0$ y aumento del desorden por $\Delta S > 0$ y en El Escorial 2012 se añade $\Delta H = \Delta S = 0$).

2.5. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es cierta?
a) Las reacciones espontáneas siempre tienen $\Delta H° > 0$.
b) Las reacciones con valores positivos de $\Delta S°$ siempre son espontáneas a alta temperatura.
c) Las reacciones espontáneas siempre tienen $\Delta G° > 0$.
d) Las reacciones espontáneas siempre tienen $\Delta H° < 0$.
e) Todas estas proposiciones son falsas.

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Cantabria 2018)

El valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

proporciona el criterio para decidir si un proceso es o no espontáneo. Así pues, para un proceso espontáneo se cumple que $\Delta G < 0$.

a) Falso. Si $\Delta H° > 0$ y $\Delta S° < 0$, se cumple que a cualquier temperatura $\Delta G° > 0$ y la reacción es no espontánea.

b) Falso. Si $\Delta S° > 0$ y $\Delta H° > 0$, aunque la temperatura sea suficientemente alta es posible que se cumpla que $|\Delta H°| > |T\Delta S°|$, entonces $\Delta G° > 0$ y la reacción es no espontánea.

c) Falso. Una reacción es no espontánea si $\Delta G° > 0$.

d) Falso. Si $\Delta H° < 0$ y $\Delta S° < 0$ y la temperatura es suficientemente alta, se cumple que $|\Delta H°| < |T\Delta S°|$, entonces $\Delta G° > 0$ y la reacción es no espontánea.

e) **Verdadero**. Todas las proposiciones son falsas.

La respuesta correcta es la **e**.

2.6. Para una reacción, $\Delta H° = -92$ kJ y $\Delta S° = -65$ J K^{-1}. Calcule el valor de $\Delta G°$ para esta reacción a la temperatura de 25 °C.
a) 19.300 kJ
b) –85 kJ
c) –111 kJ
d) –157 kJ
e) –73 kJ

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Galicia 2016)

La expresión que permite calcular $\Delta G°$ a partir de $\Delta H°$ y $\Delta S°$ es:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

El valor de ΔG es:

$$\Delta G° = -92 \text{ kJ} - \left[(25 + 273{,}15) \text{ K} \cdot \frac{-65 \text{ J}}{\text{K}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}}\right] = -73 \text{ kJ}$$

La respuesta correcta es la **e**.

2.7. Para la siguiente reacción:

$$\text{HCOOH(l)} \leftrightarrows \text{HCOOH(g)}$$

Si las variaciones de entalpía, entropía y energía de Gibbs a 298 K son, respectivamente, 46,60 kJ mol^{-1}, 122 J mol^{-1} K^{-1} y 10,3 kJ mol^{-1}, calcule el punto de ebullición normal del HCOOH(l).
a) 84,4 K
b) 84,4 °C
c) 262 °C
d) 109 °C
e) 382 °C

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Sevilla 2006) (O.Q.N. Sevilla 2010)

La espontaneidad de un proceso viene determinada por su valor de $\Delta G°$, que se calcula mediante la expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Cuando se alcanza el equilibrio se cumple que $\Delta G = 0$, lo que permite calcular la temperatura del equilibrio líquido-vapor:

$$T = \frac{46{,}6\ \text{kJ mol}^{-1}}{122\ \text{J mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}} \cdot \frac{10^3\ \text{J}}{1\ \text{kJ}} = 382\ \text{K} \rightarrow 109\ °\text{C}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.8. Si un proceso es a la vez exotérmico y espontáneo a cualquier temperatura, se puede afirmar que:
a) $\Delta U = 0$
b) $\Delta G > 0$
c) $\Delta H < 0$
d) $\Delta S > 0$
e) $\Delta S < 0$

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2011) (O.Q.L. Galicia 2016)

La espontaneidad de un proceso viene determinada por su valor de ΔG, que se calcula por medio de la expresión $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$.

- En un proceso espontáneo $\rightarrow \Delta G < 0$
- En un proceso exotérmico $\rightarrow \Delta H < 0$

Para que se cumplan esas dos condiciones, es preciso que, a cualquier temperatura, $T\Delta S > 0$, lo que implica que $\Delta S > 0$.

La respuesta correcta es la **d**.

2.9. Señale la afirmación correcta:
a) En todos los procesos espontáneos la entropía del sistema aumenta.
b) La entalpía de formación del CO_2 es cero.
c) Todas las reacciones químicas donde $\Delta G < 0$ son muy rápidas.
d) Algunas reacciones exotérmicas no son espontáneas.

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Sevilla 2021)

a) Falso. De acuerdo con la segunda ley de termodinámica, en todo proceso espontáneo:

$$\Delta_{\text{total}}S = \Delta_{\text{sistema}}S + \Delta_{\text{entorno}}S > 0$$

b) Falso. Por convenio, solo son nulas las entalpías de formación de los elementos en su forma más estable en condiciones estándar.

c) Falso. La energía de Gibbs, ΔG, mide la espontaneidad de un proceso, no la velocidad con la que transcurre que depende de su constante cinética.

d) **Verdadero**. El criterio de espontaneidad de un proceso se discute de acuerdo con el valor de ΔG. Este se calcula mediante la expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S > 0 \qquad \rightarrow \qquad \text{proceso no espontáneo}$$

Si $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$, entonces el valor de ΔG depende de cuál de los términos $|\Delta H|$ o $|T\Delta S|$ sea mayor, es decir, depende de cuál sea el valor de T. Si la temperatura es elevada, $|\Delta H| < |T\Delta S|$ y entonces $\Delta G > 0$ y la reacción es no espontánea.

La respuesta correcta es la **d**.

2.10. Suponiendo que se está examinando un polímero que experimenta una reacción:
polímero → producto
y se es capaz de determinar que, a una temperatura dada, la reacción es espontánea y endotérmica.
¿Qué consecuencia se deduce de esta información sobre la estructura del producto?
a) El producto tiene una estructura menos ordenada que el polímero.
b) El producto tiene una estructura más ordenada que el polímero.
c) El calor de formación del polímero es más positivo que el del producto.
d) Puesto que el proceso es endotérmico, la reacción no puede tener lugar y no es espontánea.
e) No es posible la reacción.
f) El polímero tiene una estructura más desordenada que el producto.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Madrid 2010) (O.Q.L. Sevilla 2021)

La espontaneidad de un proceso viene determinada por su valor de ΔG, que se calcula mediante la expresión, $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$.

- En un proceso espontáneo → $\Delta G < 0$
- En un proceso endotérmico → $\Delta H > 0$

Para que esas dos condiciones se cumplan, es preciso que $|T\Delta S| > |\Delta H|$, lo que implica que $\Delta S > 0$, es decir, que el producto tiene una estructura menos ordenada que el polímero.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Almería 1999 y otras).

2.11. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es incorrecta?
a) La sublimación del yodo es un proceso que implica un aumento de entropía.
b) La combustión del metano es un proceso exotérmico.
c) La formación del enlace Cl—Cl, a partir de sus átomos, es un proceso exotérmico.
d) Todos los procesos exotérmicos son espontáneos.
e) Los procesos endotérmicos pueden ser espontáneos.

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Jaén 2017)

a) Verdadero. La ecuación correspondiente a la sublimación del yodo es:

$$I_2(s) \rightarrow I_2(g)$$

Se cumple que:

$$S^\circ_{I_2(g)} > S^\circ_{I_2(s)} \quad \rightarrow \quad \Delta S^\circ > 0$$

b) Verdadero. En la combustión de cualquier hidrocarburo se desprende energía.

c) Verdadero. La formación de un enlace es un proceso en el que se desprende energía.

d) **Falso**. La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Si $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$, entonces el valor de ΔG depende de cuál de los términos $|\Delta H|$ o $|T\Delta S|$ sea mayor, es decir, depende de cuál sea el valor de T. Si la temperatura es elevada, $|\Delta H| < |T\Delta S|$ y entonces $\Delta G > 0$ y el proceso es no espontáneo.

e) Verdadero. Si $\Delta H > 0$ y $\Delta S > 0$, entonces el valor que presenta ΔG depende de cuál de los términos $|\Delta H|$ o $|T\Delta S|$ sea mayor, es decir, depende de cuál sea el valor de T. Si la temperatura es elevada, se cumple que $|\Delta H| < |T\Delta S|$ y entonces $\Delta G > 0$ y el proceso es espontáneo.

La respuesta correcta es la **d**.

2.12. A elevada temperatura y presión constante es imposible invertir la siguiente reacción:

$2\ KClO_3(s) \rightarrow 2\ KCl(s) + 3\ O_2(g)$ $\Delta H = -10{,}6$ kcal

Por tanto, ΔS debe ser:

a) Positivo

b) Negativo

c) Cero

d) $\Delta S > \Delta H$

(O.Q.L. Asturias 2001) (O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2019)

Si no se puede invertir la reacción, es que se trata de un proceso espontáneo a esa temperatura. La espontaneidad del proceso se determina con el valor de ΔG que se calcula mediante la expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0 \quad \rightarrow \quad \text{proceso espontáneo}$$

Si $\Delta G < 0$ y $\Delta H < 0$, para que se cumpla que, a temperatura elevada, $|\Delta H| < |T\Delta S|$, es preciso que $\Delta S > 0$. Además, se trata de un proceso en el que aumenta el desorden ya que se pasa una estructura sólida, ordenada, en los reactivos a otra gaseosa, más desordenada, en los productos.

La respuesta correcta es la **a**.

2.13. Para que se cumpla que la reacción:

$CO_2(g) + H_2(g) \rightarrow CO(g) + H_2O(g)$

no sea espontánea a 25 °C, pero sí lo sea a temperaturas superiores, se tiene que cumplir que:

a) $\Delta H > 0$ y $\Delta S > 0$

b) $\Delta H > 0$ y $\Delta S < 0$

c) $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$

d) $\Delta H < 0$ y $\Delta S > 0$

(O.Q.L. Murcia 2001) (O.Q.L. Granada 2018) (O.Q.L. Sevilla 2018)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Se trata de un proceso en el que aumenta el desorden $\Delta S > 0$, ya que, aunque todas las especies son gaseosas, en los reactivos existe un elemento mientras que en los productos solo hay compuestos. El hecho de que el signo de ΔG cambie al subir la temperatura, implica que $\Delta H > 0$, ya que en estas circunstancias se cumple que $|\Delta H| < |T\Delta S|$ y entonces $\Delta G < 0$ y la reacción se vuelve espontánea.

La respuesta correcta es la **a**.

2.14. A presión constante, la reacción:

$N_2(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow 2\ NO_2(g)$ absorbe 66,4 kJ por mol de N_2 que reacciona.

1) Se trata de una reacción exotérmica.

2) En la reacción $\Delta S > 0$.

3) La reacción es termodinámicamente espontánea.

4) En el proceso $\Delta U > 0$ si $(RT) < 66{,}4$ kJ mol^{-1}.

La propuesta correcta es:

a) 2

b) 1 y 3

c) 4

d) Ninguna

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

1) Falso. Se trata de un proceso endotérmico, $\Delta H > 0$.

2) Falso. Se trata de un proceso en el que se produce un descenso del desorden, $\Delta S < 0$, ya que hay menos moles de gas en los productos que en los reactivos.

3) Falso. La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Aquí se absorbe calor, $\Delta H > 0$, y se produce un descenso del desorden, $\Delta S < 0$. Por tanto, se trata de un proceso que es no espontáneo a cualquier temperatura.

4) Falso. La relación entre ΔU y ΔH se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta U = \Delta H - \Delta nRT \qquad \rightarrow \qquad \Delta n = \text{moles de gas en productos} - \text{moles de gas en reactivos}$$

Como en la reacción se cumple que $\Delta n = -1$:

$$\Delta U = \Delta H + RT \qquad \text{y como } RT > 0\text{, se cumple que } \Delta U > 0.$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.15. Cuando una sustancia pura en fase líquida congela espontáneamente, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?
a) ΔG, ΔH y ΔS son todos positivos.
b) ΔG, ΔH y ΔS son todos negativos.
c) ΔG, ΔH y son negativos, pero ΔS es positivo.
d) ΔG, ΔS y son negativos, pero ΔH es positivo.
e) ΔS, ΔH y son negativos, pero ΔG es positivo.

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Murcia 2010) (O.Q.L. Asturias 2011) (O.Q.L. Castilla y León 2013) (O.Q.L. Sevilla 2013) (O.Q.L. Valencia 2016) (O.Q.L. Galicia 2016) (O.Q.L. País Vasco 2017)

Se trata del siguiente cambio de estado espontáneo de una sustancia A:

$$A(l) \rightarrow A(s)$$

Por tratarse de un proceso:

- Espontáneo $\rightarrow \Delta G < 0$
- En el que se forman enlaces intermoleculares $\rightarrow \Delta H < 0$
- En el que disminuye el desorden $\rightarrow \Delta S < 0$

La respuesta correcta es la **b**.

2.16. Para una reacción en equilibrio a presión y temperatura constantes se ha de cumplir que:
a) $\Delta H = 0$
b) $\Delta S = 0$
c) $\Delta U = 0$
d) $\Delta G = 0$

(O.Q.L. Murcia 2002)

La condición de equilibrio de un sistema implica que $(\Delta G)_{p,T} = 0$.

La respuesta correcta es la **d**.

2.17. Por el hecho de que el proceso de transformación de diamante en grafito tenga $\Delta G < 0$, ¿se puede afirmar que?
a) Los diamantes no son una inversión segura.
b) El proceso no es espontáneo.
c) El proceso es espontáneo, aunque muy lento.
d) Aunque se aumente mucho la temperatura, los diamantes seguirán siendo diamantes.

(O.Q.L. Murcia 2002)

a) Falso. La propuesta es absurda.

b) Falso. De acuerdo con el criterio de espontaneidad de un proceso, si $\Delta G < 0$, se trata de un proceso espontáneo.

c) **Verdadero**. De acuerdo con el criterio de espontaneidad de un proceso, si $\Delta G < 0$, se trata de un proceso espontáneo, sin embargo, al desconocer el valor de la constante cinética no se dispone de información acerca de la rapidez con que transcurre el proceso.

d) Falso. Si se aumenta mucho la temperatura, la red se rompe y el diamante sublima quedando los átomos de carbono libres.

La respuesta correcta es la **c**.

2.18. Sobre la entalpía se puede afirmar que:
a) Es una función de estado.
b) Su variación determina el calor de reacción a presión constante.
c) Mide la irreversibilidad de un proceso.
d) Si disminuye, el proceso es espontáneo.

(O.Q.L. Asturias 2002)

a) **Verdadero**. La entalpía como el resto de las funciones termodinámicas es una función de estado.

b) **Verdadero**. La entalpía mide el calor intercambiado en un proceso a presión constante.

c) Falso. La entalpía no tiene nada que ver con la irreversibilidad de un proceso.

d) Falso. La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

En un proceso en el que se conoce el valor de $\Delta H > 0$, pero se desconoce el valor de $\Delta S > 0$ es imposible predecir su espontaneidad.

Son correctas las respuestas **a** y **b**.

2.19. ¿Para cuál de los siguientes procesos ΔH y ΔG deben ser más semejantes?
a) $2\ Al(s) + Fe_2O_3(s) \rightarrow 2\ Fe(s) + Al_2O_3(s)$
b) $2\ Na(s) + 2\ H_2O(l) \rightarrow 2\ NaOH(aq) + H_2(g)$
c) $2\ NO_2(g) \rightarrow N_2O_4(g)$
d) $2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(g)$
e) $CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. País Vasco 2018)

La relación entre los valores de ΔG y ΔH de un proceso viene dada por la expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Para que se cumpla la condición de que $\Delta G \approx \Delta H$ es preciso que el valor del término $T\Delta S$ sea lo más pequeño posible. Para que eso ocurra es necesario que exista el menor cambio posible dentro del grado de desorden de un sistema, ΔS.

El proceso de aluminotermia representado por la ecuación química del apartado a):

$$2\ Al(s) + Fe_2O_3(s) \rightarrow 2\ Fe(s) + Al_2O_3(s)$$

es el que más se ajusta a la condición propuesta, ya que todas las sustancias, tanto reactivos como productos, son sólidas. Además, existe el mismo número de moles elementos y óxidos metálicos en reactivos y productos, lo cual lleva a que esa diferencia de entropía sea aún menor.

La respuesta correcta es la **a**.

2.20. De las siguientes afirmaciones:
1) En un proceso espontáneo la entalpía puede disminuir.
2) En un proceso espontáneo la entropía puede aumentar.
3) En todos los procesos espontáneos la energía de Gibbs aumenta.
a) Solo es verdadera la primera.
b) La primera y la segunda son verdaderas.
c) La primera y la tercera son verdaderas.
d) La segunda y la tercera son verdaderas.

(O.Q.L. Baleares 2003)

La espontaneidad de un proceso viene determinada por el valor de ΔG que a su vez depende de los valores de ΔH y ΔS de acuerdo con la expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

1) **Verdadero**. En un proceso espontáneo, $\Delta G < 0$, por tanto, es posible que $\Delta H < 0$.

2) **Verdadero**. En un proceso espontáneo, $\Delta G < 0$, por tanto, es posible que $\Delta S > 0$ siempre que $\Delta H < 0$.

3) Falso. En un proceso espontáneo, $\Delta G < 0$.

La respuesta correcta es la **b**.

2.21. Un proceso que se produce con desprendimiento de calor y disminución del desorden termodinámico es:
a) Siempre espontáneo.
b) Nunca espontáneo.
c) Espontáneo a bajas temperaturas.
d) Espontáneo a altas temperaturas.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. Castilla y León 2012)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Si $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$, entonces el valor de ΔG depende de cuál de los términos $|\Delta H|$ o $|T\Delta S|$ sea mayor, es decir, depende de cuál sea el valor de T.

- A temperaturas altas: $|\Delta H| < |T\Delta S| \rightarrow \Delta G > 0$ y la reacción es no espontánea.
- A temperaturas bajas: $|\Delta H| > |T\Delta S| \rightarrow \Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

La respuesta correcta es la **c**.

2.22. Razone en qué situaciones podrían ser espontáneos los procesos cuyas variaciones correspondientes a sus términos entálpicos o entrópicos son las siguientes:
i) $\Delta H > 0$; $\Delta S > 0$ **ii) $\Delta H < 0$; $\Delta S < 0$**
iii) $\Delta H < 0$; $\Delta S > 0$ **iv) $\Delta H > 0$; $\Delta S < 0$**
a) i) a T altas; ii) a T bajas; iii) siempre espontánea; iv) nunca.
b) i) a T bajas; ii) a T altas; iii) siempre espontánea; iv) nunca.
c) i) a T altas; ii) a T bajas; iii) nunca; iv) siempre espontánea.
d) i) a T bajas; ii) a T bajas; iii) siempre espontánea; iv) nunca.

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

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0 \quad \rightarrow \quad \text{proceso espontáneo}$$

i) Un proceso que se caracteriza por tener:

- $\Delta H > 0$, se absorbe calor (endotérmico)
- $\Delta S > 0$, aumenta el desorden

el valor de ΔG depende de cuál de los términos $|\Delta H|$ o $|T\Delta S|$ sea mayor, es decir, depende de cuál sea el valor de T.

A temperaturas altas: $|\Delta H| < |T\Delta S| \rightarrow \Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

ii) Un proceso que se caracteriza por tener:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S < 0$, disminuye el desorden

el valor de ΔG depende de cuál de los términos $|\Delta H|$ o $|T\Delta S|$ sea mayor, es decir depende de cuál sea el valor de T.

A temperaturas bajas: $|\Delta H| > |T\Delta S| \rightarrow \Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

iii) Un proceso que se caracteriza por tener:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S > 0$, aumenta el desorden

el valor de $\Delta G < 0$, ya que siempre se cumple que $|\Delta H| > |T\Delta S|$ y el proceso es espontáneo para cualquier valor de T.

iv) Un proceso que se caracteriza por tener:

- $\Delta H > 0$, se absorbe calor (endotérmico)
- $\Delta S < 0$, disminuye el desorden

el valor de $\Delta G > 0$, ya que siempre se cumple que $|\Delta H| < |T\Delta S|$ y el proceso es no espontáneo para cualquier valor de T.

La respuesta correcta es la **a**.

2.23. Para una reacción química dada, se sabe que, a 25 °C y 1 atm, $\Delta H° = 20$ kJ y $\Delta S° = 80$ J K^{-1}. Bajo estas condiciones, la reacción es:
a) Exotérmica y espontánea
b) Endotérmica y no espontánea
c) Exotérmica y no espontánea
d) Endotérmica y espontánea

(O.Q.L. Murcia 2005)

Como $\Delta H° > 0$ se trata de un proceso endotérmico.

El signo positivo de $\Delta S°$ indica que se trata de un proceso en el que aumenta el desorden.

El valor de las magnitudes anteriores hace que el valor de la temperatura sea el que decida la espontaneidad del proceso. Esta se determina con el valor de $\Delta G°$ y este se calcula mediante la expresión:

$$\Delta G° = \Delta H° - T\Delta S°$$

El valor de la energía de Gibbs a 25 °C es:

$$\Delta G° = 20 \text{ kJ} - [(25 + 273{,}15) \text{ K} \cdot (80 \cdot 10^{-3} \text{ J K}^{-1})] = -3{,}8 \text{ kJ}$$

Como $\Delta G° < 0$ se trata de un proceso espontáneo a 25 °C.

La respuesta correcta es la **d**.

2.24. Si para una determinada reacción, $\Delta H° = -38{,}3$ kJ y $\Delta S° = -113$ J K^{-1}, puede decirse que se trata de una reacción:
a) Espontánea a cualquier temperatura.
b) No espontánea a cualquier temperatura.
c) Espontánea a temperaturas menores de 66 °C.
d) Espontánea a temperaturas superiores a 66 °C.

(O.Q.L. Murcia 2005)

El valor de las magnitudes $\Delta H°$ y $\Delta S°$ indica que el valor de la temperatura será el que decida la espontaneidad del proceso. Esta se determina con el valor de $\Delta G°$ que se calcula mediante la expresión:

$$\Delta G° = \Delta H° - T\Delta S°$$

En el equilibrio se cumple que $\Delta G° = 0$, por tanto:

$$T = \frac{\Delta H°}{\Delta S°} = \frac{-38{,}3\ \text{kJ}}{-113\text{J} \cdot \text{K}^{-1}} \cdot \frac{10^3\ \text{J}}{1\ \text{kJ}} = 339\ \text{K} \rightarrow 66{,}0\ °\text{C}$$

Si $T < 66\ °\text{C}$, entonces, $|\Delta H°| < |T\Delta S°| \rightarrow \Delta G° < 0$ y la reacción es espontánea.

La respuesta correcta es la **c**.

2.25. Toda reacción química que transcurre espontáneamente lo hace:
a) Con disminución de energía de Gibbs.
b) Con un aumento de entropía del universo.
c) Hasta que se agotan los reactivos.
d) Hasta alcanzar el cero absoluto.

(O.Q.L. Asturias 2005)

a) **Verdadero**. La variación de energía de Gibbs asociada a un proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta G° = \Sigma\, \nu_\text{p}\, \Delta_\text{f}G°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_\text{r}\, \Delta_\text{f}G°(\text{reactivos})$$

Si el proceso es espontáneo se cumple que $\Delta G° < 0$, por tanto, $\Delta_\text{f}G°(\text{productos}) < \Delta_\text{f}G°(\text{reactivos})$.

b) **Verdadero**. De acuerdo con la segunda ley de termodinámica, en todo proceso espontáneo la entropía de universo aumenta:

$$\Delta S_\text{total} = \Delta S_\text{sistema} + \Delta S_\text{alrededores} > 0$$

c) Falso. Los reactivos se agotan cuando se hacen reaccionar cantidades estequiométricas de los mismos, indiferentemente de la espontaneidad del proceso.

d) Falso. De acuerdo con la tercera ley de la termodinámica el cero absoluto es una temperatura que no se puede alcanzar.

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

2.26. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?
a) En un proceso espontáneo la entropía del sistema puede disminuir.
b) Un proceso espontáneo puede ser endotérmico.
c) En un proceso espontáneo a presión y temperatura constante la energía solo aumenta cuando realiza trabajo a presión-volumen.
d) En un proceso espontáneo la variación de la entropía del sistema puede ser nula.

(O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2014)

a) Verdadero. La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Un proceso que se caracteriza por tener:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S < 0$, disminuye el desorden

el valor de ΔG depende de cuál de los términos $|\Delta H|$ o $|T\Delta S|$ sea mayor, es decir depende de cuál sea el valor de T.

A temperaturas bajas: $|\Delta H| > |T\Delta S| \rightarrow \Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

b) Verdadero. Un proceso que se caracteriza por tener:

▪ $\Delta H > 0$, se absorbe calor (endotérmico) ▪ $\Delta S > 0$, aumenta el desorden

el valor de ΔG depende de cuál de los términos $|\Delta H|$ o $|T\Delta S|$ sea mayor, es decir, depende de cuál sea el valor de T.

A temperaturas altas: $|\Delta H| < |T\Delta S| \rightarrow \Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

c) **Falso**. Se trata de una propuesta absurda.

d) Verdadero. Un proceso que se caracteriza por tener:

▪ $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico) ▪ $\Delta S = 0$

Es un proceso que es espontáneo a cualquier temperatura, a la que se cumple que $|\Delta H| < |T\Delta S|$.

La respuesta correcta es la **c**.

2.27. Las energías de Gibbs estándar de formación (kJ mol^{-1}) del C_2H_2(g) y del C_6H_6(l) son respectivamente, 209,3 y 124,5. Según esto el valor de la energía de Gibbs de la siguiente reacción es:

$3\ C_2H_2(g) \rightarrow C_6H_6(l)$

a) –84,8 kJ mol^{-1}
b) 84,8 kJ mol^{-1}
c) 503,1 kJ mol^{-1}
d) –503,4 kJ mol^{-1}

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

De acuerdo con el concepto de energía de Gibbs de reacción:

$$\Delta G^\circ = \Sigma\, \nu_p\, \Delta_f G^\circ(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, \Delta_f G^\circ(\text{reactivos})$$

El valor de ΔG° es:

$$\Delta G^\circ = \Delta_f G^\circ(C_6H_6) - 3\,\Delta_f G^\circ(C_2H_2) =$$

$$= \left(1\text{ mol } C_6H_6 \cdot \frac{124{,}5\text{ kJ}}{\text{mol } C_6H_6}\right) - \left(3\text{ mol } C_2H_2 \cdot \frac{209{,}3\text{ kJ}}{\text{mol } C_2H_2}\right) = -503{,}4\text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.28. Se sabe que la reacción:

$CaO(s) + SO_3(g) \rightarrow CaSO_4(s)$

es espontánea a bajas temperaturas y no espontánea a temperaturas altas. Esta información permite saber que:

a) Este proceso será endotérmico.
b) Este proceso será exotérmico.
c) No hay información suficiente para saber si será endotérmico o exotérmico.
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

En este proceso se cumple que:

▪ $\Delta G < 0$ a bajas temperaturas ▪ $\Delta G > 0$ a altas temperaturas

Para que esto ocurra debe tratase de un proceso en el que se registre:

▪ $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico).

- $\Delta S < 0$, (disminuye el desorden, no hay gases en los productos y sí en los reactivos).

Con esos valores:

- A temperaturas bajas: $|\Delta H| > |T\Delta S| \rightarrow \Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.
- A temperaturas altas: $|\Delta H| < |T\Delta S| \rightarrow \Delta G > 0$ y la reacción es no espontánea.

La respuesta correcta es la **b**.

2.29. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:
a) Toda reacción exotérmica es espontánea.
b) En toda reacción química espontánea la variación de entropía es positiva.
c) El calor absorbido o desprendido en toda reacción química es igual a la variación de entalpía.
d) Cuando el agua se congela se produce un aumento de entropía.
e) El calor absorbido o desprendido en una reacción química que transcurre a volumen constante es igual a la variación de energía interna.

(O.Q.L. Sevilla 2005)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

a) Falso. En un proceso que se caracteriza por tener:

$\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)

Si $\Delta S < 0$ (disminuye el desorden) y si la temperatura es lo suficientemente alta, entonces, se cumple que $|\Delta H| < |T\Delta S| \rightarrow \Delta G > 0$, y la reacción es no espontánea.

b) Falso. En un proceso que se caracteriza por tener:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S < 0$ disminuye el desorden

Es un proceso que es espontáneo solo a temperatura bajas, a las que se cumple que $|\Delta H| - |T\Delta S| < 0$.

c) Falso. La variación de entalpía, ΔH, es el calor absorbido o desprendido en una reacción química medido a presión constante.

d) Falso. En el proceso de cambio de estado:

$H_2O(l) \rightarrow H_2O(s)$ se cumple que $S°_{H_2O(l)} > S°_{H_2O(s)} \rightarrow \Delta S° < 0$

e) **Verdadero**. La variación de energía interna, ΔU, es el calor absorbido o desprendido en una reacción química medido a volumen constante.

La respuesta correcta es la **e**.

2.30. Para una determinada reacción, $\Delta H° = -82{,}80$ kJ y $\Delta S° = 58{,}50$ J K^{-1}. El valor de $\Delta G°$ para esta reacción a 25 °C es:
a) 17.370 kJ
b) –76,5 kJ
c) –100,2 kJ
d) –141,3 kJ
e) –65,7 kJ

(O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2012)

La expresión que permite calcular $\Delta G°$ a partir de $\Delta H°$ y $\Delta S°$ es:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

El valor de $\Delta G°$ a 25 °C es:

$$\Delta G° = -82{,}80\ \text{kJ} - \left[(25 + 273{,}15)\ \text{K} \cdot (58{,}5\ \text{J K}^{-1}) \cdot \frac{1\ \text{kJ}}{10^3\ \text{J}}\right] = -100{,}2\ \text{kJ}$$

La respuesta correcta es la **c**.

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

2.31. La variación de energía de Gibbs de una reacción química, ΔG:
a) Puede ser positiva o negativa pero nunca valer cero.
b) Es independiente de la temperatura.
c) Cuando ΔG es positiva, la reacción es espontánea.
d) Cuando ΔG es negativa, la reacción es espontánea.

(O.Q.L. País Vasco 2005)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.32. Señale en qué reacción el signo de $\Delta G°$ es siempre positivo, independientemente del valor de T.
a) $H_2(g) \rightarrow 2\ H(g)$ $\Delta H° = 436$ kJ
b) $2\ SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ SO_3(g)$ $\Delta H° = -197{,}8$ kJ
c) $N_2H_4(g) \rightarrow N_2(g) + 2\ H_2(g)$ $\Delta H° = -95{,}4$ kJ
d) $N_2(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow N_2O_4(g)$ $\Delta H° = 9{,}1$ kJ

(O.Q.L. Asturias 2006) (O.Q.L. Sevilla 2017)

La expresión que permite calcular ΔG es:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Para que su valor sea siempre positivo es preciso que se cumpla que:

- $\Delta H° > 0$ (proceso endotérmico)
- $\Delta S° < 0$ (disminuye el desorden)

ya que con esos valores a cualquier temperatura se cumple que $|\Delta H| < |T\Delta S| \rightarrow \Delta G > 0$ y la reacción es no espontánea.

Las reacciones de los apartados a) y d) corresponden a procesos endotérmicos, pero solo en el d) disminuye el desorden ya que se pasa de tres moles de gas en los reactivos a un único mol en los productos:

$$N_2(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow N_2O_4(g) \qquad \Delta H° = 9{,}1\ \text{kJ}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.33. Si las entalpías de combustión, a 298,15 K, de las formas alotrópicas del carbono, grafito y diamante son:

C(grafito) + $O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\Delta H° = -393{,}13$ kJ mol^{-1}
C(diamante) + $O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\Delta H° = -395{,}03$ kJ mol^{-1}

y las entropías molares estándar (J mol^{-1} K^{-1}) son: $S°$ C(grafito) = 5,73 y $S°$ C(diamante) = 2,37.
¿Cuál es la $\Delta G°$ para la transición, C(grafito) → C(diamante), a esa temperatura?
a) 1,9 kJ mol^{-1}
b) 2,9 kJ mol^{-1}
c) −788,16 kJ mol^{-1}
d) 0,9 kJ mol^{-1}
e) −5 kJ mol^{-1}

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.L. Cantabria 2018)

La expresión que permite calcular el valor de $\Delta G°$ es:

$$\Delta G° = \Delta H° - T\Delta S°$$

De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones propuestas se pueden reescribir como:

$$C(\text{grafito}) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \qquad \Delta H° = 1\ \text{mol} \cdot (-393{,}13\ \text{kJ mol}^{-1})$$

$$CO_2(g) \rightarrow C(\text{diamante}) + O_2(g) \qquad \Delta H° = 1\ \text{mol} \cdot (395{,}03\ \text{kJ mol}^{-1})$$

Sumando ambas ecuaciones se obtiene:

$$C(\text{grafito}) \rightarrow C(\text{diamante}) \qquad \Delta H° = 1{,}9000\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La variación de entropía correspondiente a un proceso se calcula mediante la expresión:

$$\Delta S° = \Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

$$= S°(\text{diamante}) - S°(\text{grafito}) = 2{,}37\ \text{J mol}^{-1}\ \text{K}^{-1} - 5{,}73\ \text{J mol}^{-1}\ \text{K}^{-1} = -3{,}36\ \text{J mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}$$

El valor de $\Delta G°$ a 298,15 K es:

$$\Delta G° = 1{,}9000\ \text{kJ mol}^{-1} - \left(298{,}15\ \text{K} \cdot (-3{,}36\ \text{J mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot \frac{1\ \text{kJ}}{10^3\ \text{J}}\right) = 2{,}90\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.34. De la reacción en fase gaseosa: 2 A + B → C + D se conoce que es espontánea hasta los 1.200 °C, y que $\Delta H°$= −12,8 kJ. Suponiendo que $\Delta H°$ y $\Delta S°$ no varían con la temperatura, ¿cuál es el cambio de energía de Gibbs de la reacción, $\Delta G°$, a 298 K?

a) −8,69 J K^{-1}
b) 0
c) 15,38 kJ
d) −10,21 kJ
e) −15,38 kJ

(O.Q.N. Córdoba 2007)

En primer lugar, es preciso calcular el valor de $\Delta S°$:

$$\Delta S° = \frac{\Delta H°}{T} = \frac{-12{,}8\ \text{kJ}}{(1.200 + 273{,}15)\ \text{K}} = -8{,}69 \cdot 10^{-3}\ \text{kJ K}^{-1}$$

Se trata de un proceso en el que disminuye el desorden, ya que se pasa de 3 mol de gas en reactivos a 2 mol de gas en productos.

La expresión que permite calcular el valor de $\Delta G°$ es:

$$\Delta G° = \Delta H° - T\Delta S°$$

El valor de $\Delta G°$ a 298 K es:

$$\Delta G° = -12{,}8\ \text{kJ} - [298\ \text{K} \cdot (-8{,}69 \cdot 10^{-3}\ \text{kJ K}^{-1})] = -10{,}2\ \text{kJ}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.35. La reacción de N,N-dimetilhidracina con tetróxido de dinitrógeno se ha utilizado en algunos viajes espaciales como combustible. La ecuación de esta reacción es:

$$H_2NN(CH_3)_2(l) + 2\ N_2O_4(l) \rightarrow 3\ N_2(g) + 2\ CO_2(g) + 4\ H_2O(g)$$

de acuerdo con lo anterior se puede afirmar:

a) La entalpía de los productos es mayor que la de los reactivos.
b) La entropía de los productos es mayor que la de los reactivos.
c) La variación de energía de Gibbs del proceso debe ser positiva.
d) Una atmósfera de oxígeno es fundamental para que se produzca la reacción.

(O.Q.L. Murcia 2007)

a) Falso. Si se trata de un combustible el proceso debe ser exotérmico, por tanto, la entalpía de los productos es menor que la de los reactivos.

b) **Verdadero**. El valor de la entropía molar de las sustancias es:

$$S°(\text{gas}) > S°(\text{líquido}) > S°(\text{sólido})$$

Se trata de un proceso en el que todos los productos son gaseosos mientras que los reactivos son líquidos, por tanto, se registra un aumento del desorden en el proceso, $\Delta S > 0$.

c) Falso. La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Se trata de un proceso en el que se produce un aumento del desorden ($\Delta S > 0$) y un desprendimiento de calor ($\Delta H < 0$), por que se cumple que, $|\Delta H| - |T\Delta S| < 0$.

d) Falso. El comburente en este proceso es el N_2O_4 por lo que no se precisa O_2 para el mismo.

La respuesta correcta es la **b**.

2.36. Para el proceso:

$$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$$

a una cierta temperatura, la energía o función de Gibbs, ΔG, es negativa. Esto significa que:
a) El sistema se encuentra en equilibrio.
b) El proceso es imposible.
c) Se forma CO_2 espontáneamente.
d) El CO_2 se descompone espontáneamente.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

La espontaneidad de un proceso viene dada por el valor de ΔG. Si se cumple que $\Delta G < 0$, el proceso propuesto es espontáneo.

La respuesta correcta es la **c**.

2.37. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) El calor estándar de formación ($\Delta_f H°$) de un elemento es negativo.
b) ΔH de combustión de una sustancia es negativo.
c) En un proceso endotérmico ΔH es negativo.
d) Si ΔH es negativo, entonces el proceso es espontáneo.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

---

a) Falso. Por convenio, el calor de formación de un elemento en su forma más estable en condiciones estándar es cero.

b) **Verdadero**. En una combustión se desprende energía en forma de calor, por tanto, $\Delta H < 0$.

c) Falso. En un proceso endotérmico el sistema absorbe calor del entorno y tiene un valor de $\Delta H > 0$.

d) Falso. La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Un proceso que se caracteriza por tener:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S < 0$, disminuye el desorden

el valor de ΔG depende de cuál de los términos $|\Delta H|$ o $|T\Delta S|$ sea mayor, es decir, depende de cuál sea el valor de T. A temperaturas altas, $|\Delta H| < |T\Delta S| \rightarrow \Delta G > 0$ y la reacción es no espontánea.

La respuesta correcta es la **b**.

2.38. La termodinámica nos describe la posibilidad de que tenga lugar un determinado proceso según el signo de ΔH y de ΔS. Se estudian los procesos que tienen los signos de ΔH y de ΔS que se indican en la tabla:

Proceso	ΔH	ΔS
(I)	−	+
(II)	+	−
(III)	−	−
(IV)	+	+

¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) El proceso (I) es espontáneo y el proceso (II) tiene la posibilidad de serlo.
b) Los procesos (II) y (III) son espontáneos y el proceso (IV) tiene la posibilidad de serlo.
c) El proceso (III) es espontáneo y los procesos (I) y (II) tienen la posibilidad de serlo.
d) El proceso (IV) es espontáneo y el proceso (I) tiene la posibilidad de serlo.
e) El proceso (I) es espontáneo y los procesos (III) y (IV) tienen la posibilidad de serlo.

(O.Q.N. Castellón 2008)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Proceso (I) se caracteriza por tener:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S > 0$ aumenta el desorden

Es un proceso espontáneo a cualquier temperatura, ya que, $|\Delta H| - |T\Delta S| < 0$.

Proceso (II) se caracteriza por tener:

- $\Delta H > 0$, se absorbe calor (endotérmico)
- $\Delta S < 0$ disminuye el desorden

Es un proceso no espontáneo a cualquier temperatura, ya que, $|\Delta H| - |T\Delta S| > 0$.

Proceso (III) se caracteriza por tener:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S < 0$ disminuye el desorden

Es un proceso que es espontáneo solo a temperatura bajas, a las que se cumple que $|\Delta H| - |T\Delta S| < 0$.

Proceso (IV) se caracteriza por tener:

- $\Delta H > 0$, se absorbe calor (endotérmico)
- $\Delta S > 0$ aumenta el desorden

Es un proceso espontáneo solo a temperatura altas, a las que se cumple que $|\Delta H| - |T\Delta S| < 0$.

La respuesta correcta es la **e**.

2.39. Se tiene la reacción:

$$N_2O(g) \rightarrow N_2(g) + \tfrac{1}{2}\, O_2(g) \qquad \text{con} \qquad \Delta H^\circ = -81{,}6 \text{ kJ y } \Delta S^\circ = 75{,}3 \text{ J K}^{-1}.$$

Con estos datos, puede afirmarse que:
a) Al formarse 32,0 g de O_2 en condiciones estándar se desprenden 81,6 kJ.
b) La reacción solo será espontánea para temperaturas mayores que 298 K.
c) La reacción solo será espontánea para temperaturas menores que 298 K.
d) La reacción será espontánea a cualquier temperatura.
e) La reacción seguirá una cinética de orden uno.

(O.Q.N. Castellón 2008)

---

a) Falso. La cantidad de calor que se desprende al formarse 32,0 g de O_2 es:

$$32{,}0 \text{ g } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{32{,}0 \text{ g } O_2} \cdot \frac{-81{,}6 \text{ kJ}}{0{,}5 \text{ mol } O_2} = -40{,}8 \text{ kJ}$$

b-c) Falso. La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

La reacción propuesta se caracteriza por tener:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S > 0$ aumenta el desorden

Se trata de una reacción que es espontánea a cualquier temperatura, ya que, $|\Delta H| - |T\Delta S| < 0$.

d) **Verdadero**. De acuerdo con lo expuesto en el apartado anterior.

e) Falso. Los datos aportados no proporcionan información para predecir la cinética de la reacción.

La respuesta correcta es la **d**.

2.40. La variación de entalpía de una reacción química es, $\Delta H = -94{,}6$ kJ mol^{-1} y la variación de entropía, $\Delta S = -181{,}1$ J mol^{-1} K^{-1}. Supuestas constantes con la temperatura las magnitudes anteriores, señale la temperatura a partir de la cual dicha reacción es espontánea:
a) $T > 500$ K
b) $T < 500$ K
c) $T < 200$ K
d) No se puede calcular.

(O.Q.L. Murcia 2008)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

La reacción propuesta se caracteriza por tener:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S < 0$ disminuye el desorden

La espontaneidad en este tipo de reacciones depende del valor de la temperatura.

La temperatura de equilibrio se calcula teniendo en cuenta que $\Delta G = 0$:

$$T = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{-94{,}6 \text{ kJ mol}^{-1}}{-181 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 523 \text{ K}$$

Si $T < 523$ K, se cumple que $|\Delta H| < |T\Delta S| \rightarrow \Delta G < 0$ reacción espontánea.

La respuesta correcta es la **b**.

2.41. Para una reacción espontánea, indique cuál de las siguientes proposiciones es cierta:
a) Es siempre una reacción exotérmica.
b) Se realiza siempre con aumento de entropía.
c) Puede ser endotérmica o exotérmica.
d) Provoca siempre una disminución de la entropía del universo.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0 \text{ proceso espontáneo}$$

a) Falso. En una reacción exotérmica, $\Delta H < 0$, lo cual no implica que $\Delta G < 0$, ya que si $\Delta S < 0$ y la temperatura es suficientemente elevada se cumple que $|\Delta H| < |T\Delta S| \rightarrow \Delta G > 0$, y la reacción es no espontánea.

b) Falso. En una reacción en la que aumenta el desorden, $\Delta S > 0$, si $\Delta H > 0$ y la temperatura es suficientemente baja se cumple que $|\Delta H| < |T\Delta S| \rightarrow \Delta G > 0$, y la reacción es no espontánea.

c) **Verdadero**. Una reacción que se caracteriza por tener:

- $\Delta H < 0$ (exotérmica) y $\Delta S > 0$ (aumenta el desorden) es espontánea a cualquier temperatura, ya que se cumple que $|\Delta H| > |T\Delta S| \rightarrow \Delta G < 0$, y la reacción es espontánea.
- $\Delta H < 0$ (exotérmica) y $\Delta S < 0$ (disminuye el desorden), si la temperatura es suficientemente baja se cumple que $|\Delta H| > |T\Delta S| \rightarrow \Delta G < 0$, y la reacción es espontánea.
- $\Delta H > 0$ (endotérmica) y $\Delta S > 0$ (aumenta el desorden), si la temperatura es suficientemente alta se cumple que $|\Delta H| > |T\Delta S| \rightarrow \Delta G < 0$, y la reacción es espontánea.

d) Falso. De acuerdo con el segundo principio de la termodinámica "en una reacción espontánea aumenta la entropía del universo":

$$\Delta_{\text{total}}S = \Delta_{\text{sistema}}S + \Delta_{\text{entorno}}S > 0$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.42. Dado el siguiente proceso de disolución del hidróxido de sodio en agua:

$$NaOH(s) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq) \qquad \Delta H = -35 \text{ kJ}$$

se puede afirmar que:
a) Es un proceso endotérmico y espontáneo.
b) Es un proceso exotérmico y espontáneo.
c) Es un proceso exotérmico, pero no se puede asegurar que sea espontáneo.
d) Es un proceso exotérmico, y es espontáneo el proceso inverso.

(O.Q.L. Asturias 2008)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

La reacción propuesta se caracteriza por tener:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S > 0$, aumenta el desorden ya que se pasa de un sólido cristalino a una disolución acuosa.

Se trata de un proceso que es espontáneo a cualquier temperatura, ya que, $|\Delta H| - |T\Delta S| < 0$.

La respuesta correcta es la **b**.

2.43. En la reacción:

$$SiO_2(s) + 2\,C(s) + 2\,Cl_2(g) \rightarrow SiCl_4(g) + 2\,CO(g)$$

se sabe que $\Delta H° = 33{,}0$ kJ y $\Delta S° = 226$ J K^{-1}. Calcule a partir de qué temperatura será espontánea la reacción.
a) 100 K
b) 250 K
c) 146 K
d) 300 K

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

La ecuación que relaciona $\Delta H°$ y $\Delta S°$ y permite calcular la temperatura de equilibrio es:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

En el equilibrio se cumple que $\Delta G = 0$:

$$T = \frac{\Delta H°}{\Delta S°} = \frac{33{,}0 \text{ kJ}}{226 \text{ J K}^{-1}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 146 \text{ K}$$

La reacción se hace espontánea para $T > 146$ K, ya que, $|\Delta H| < |T\Delta S| \rightarrow \Delta G < 0$.

La respuesta correcta es la **c**.

2.44. Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
i) Toda reacción exotérmica es espontánea.
ii) Cuando un sistema gaseoso se expansiona disminuye su energía interna.
a) Las dos son correctas.
b) Las dos son no correctas.
c) La primera es correcta y la segunda no.
d) La segunda es correcta y la primera no.

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

i) Falso. El valor de ΔG determina la espontaneidad de un proceso

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0 \quad \rightarrow \quad \text{proceso espontáneo}$$

En un proceso que se caracteriza por tener:

$\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)

Si $\Delta S < 0$, (disminuye el desorden) y si la temperatura es lo suficientemente alta entonces se cumple que $|\Delta H| < |T\Delta S| \rightarrow \Delta G > 0$, y la reacción es no espontánea.

ii) Verdadero. De acuerdo con el primer principio de la termodinámica, la relación entre ΔU y ΔH viene dada por la expresión:

$$\Delta U = \Delta H - \Delta nRT$$

donde Δn es la variación en el número de moles gaseosos entre productos y reactivos. Si el sistema se expansiona, entonces $\Delta n > 0$, por lo que pierde energía interna en forma de trabajo.

La respuesta correcta es la **d**.

2.45. Un proceso siempre es espontáneo cuando:
a) La entropía aumenta.
b) Es un proceso exotérmico.
c) No se produce cambio de energía.
d) Es un proceso endotérmico y la entropía aumenta.
e) Es un proceso exotérmico y la entropía aumenta.

(O.Q.L. País Vasco 2008)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Un proceso que se caracteriza por tener:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S > 0$ aumenta el desorden

es espontáneo a cualquier temperatura, ya que, $|\Delta H| - |T\Delta S| < 0$.

La respuesta correcta es la **e**.

2.46. A una determinada temperatura, para la reacción:
$CO_2(g) \rightarrow C(s) + O_2(g)$ $\Delta G = 42$ kJ
¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?
a) El sistema está en equilibrio.
b) El proceso es exotérmico.
c) El CO_2 se forma espontáneamente.
d) El CO_2 se descompone espontáneamente.

(O.Q.L. La Rioja 2008)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

a) Falso. Un proceso está en equilibrio cuando $\Delta G = 0$.

b) Falso. El valor de $\Delta G = 42$ kJ indica que $|\Delta H| > |T\Delta S|$. Como se trata de un proceso en el que disminuye el desorden, $\Delta S < 0$, es preciso que $\Delta H > 0$.

c) **Verdadero**. En un proceso espontáneo se cumple que $\Delta G < 0$, por tanto, si en la descomposición del CO_2, $\Delta G > 0$, en el proceso opuesto, la formación del CO_2, $\Delta G < 0$, luego se trata de un proceso espontáneo.

d) Falso. De acuerdo con lo expuesto en el apartado anterior.

La respuesta correcta es la **c**.

2.47. Para la siguiente reacción se conoce la entalpía de reacción:

$$2\ NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ NO_2(g) \qquad \Delta H° = -114{,}1 \text{ kJ}$$

Se puede afirmar que esta reacción es:
a) No espontánea a cualquier temperatura.
b) Espontánea a cualquier temperatura.
c) Espontánea solo a temperaturas bajas.
d) Espontánea solo a temperaturas altas.
e) Endoentrópica.

(O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.L. Cantabria 2014) (O.Q.L. Cantabria 2015)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Este proceso se caracteriza por tener:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S < 0$, (disminuye el desorden ya que se disminuye el número de moles de gas en la reacción)

por tanto, si la temperatura es suficientemente baja se cumple que $|\Delta H| > |T\Delta S| \rightarrow \Delta G < 0$, y la reacción es espontánea.

La respuesta correcta es la **c**.

2.48. Señale el enunciado correcto:
a) En todos los procesos espontáneos los sistemas tienden al máximo de entropía.
b) En todos los procesos espontáneos los sistemas tienden al máximo de energía de Gibbs.
c) Todos los procesos espontáneos son exotérmicos.
d) Las reacciones con $\Delta H°$ positivo y $\Delta S°$ positivo nunca pueden ser espontáneas.

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

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

a) Falso. De acuerdo con el segundo principio de la termodinámica "en una reacción espontánea se produce un aumento de la entropía del universo":

$$\Delta_{\text{universo}} S = \Delta_{\text{sistema}} S + \Delta_{\text{entorno}} S > 0$$

b) Falso. En un proceso espontáneo, $\Delta G° < 0$, por tanto, $\Sigma\, \nu_p\, \Delta_f G°(\text{productos}) < \Sigma\, \nu_r\, \Delta_f G°(\text{reactivos})$.

c-d) Falso. Si $\Delta H° < 0$, el valor de $\Delta G°$ depende de cuál de los términos $|\Delta H°|$ o $|T\Delta S°|$ sea mayor, es decir depende de cuál sea el valor de $T\Delta S°$:

- Si $\Delta S° > 0$, el proceso es espontáneo a cualquier temperatura, ya que entonces se cumple que $|\Delta H°| < |T\Delta S°|$, y $\Delta G° < 0$.
- Si $\Delta S° < 0$, el proceso solo es espontáneo si la temperatura es lo suficientemente baja para que se cumpla que $|\Delta H°| < |T\Delta S°|$, y entonces, $\Delta G° < 0$ y la reacción es espontánea.
- Si $\Delta H° > 0$ y $\Delta S° > 0$, a temperaturas suficientemente altas se cumple que $|\Delta H°| < |T\Delta S°|$, entonces, $\Delta G° < 0$, y la reacción es espontánea.

Ninguna respuesta es correcta.

2.49. Para una reacción A → B se determina que, a presión y temperatura constantes, la reacción es espontánea y endotérmica. Se deduce que:
a) Puesto que el proceso es endotérmico, la reacción no puede ser espontánea.
b) El calor de formación de A es más positivo que el de B.
c) B tiene una estructura más ordenada que A.
d) B tiene una estructura menos ordenada que A.

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

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

a) Falso. Si $\Delta H > 0$ y $\Delta G < 0$, el valor de $T\Delta S$ determina la espontaneidad. Si $\Delta S > 0$, a temperaturas suficientemente altas se cumple que $|\Delta H| < |T\Delta S|$, y entonces, $\Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

b) Falso. La entalpía de la reacción se calcula mediante la expresión:

$$\Delta H° = \Sigma\, \nu_p\, \Delta_f H°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, \Delta_f H°(\text{reactivos})$$

$$\Delta H° = \Delta_f H°(\text{B}) - \Delta_f H°(\text{A}) \quad \rightarrow \quad \text{Si } \Delta H° > 0 \quad \rightarrow \quad \Delta_f H°(\text{B}) > \Delta_f H°(\text{A}).$$

c) Falso. La entropía de la reacción se calcula mediante la expresión:

$$\Delta S° = \Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

$$\Delta S° = S°(\text{B}) - S°(\text{A})$$

Como se ha visto en el apartado a), $\Delta S° > 0$, lo que quiere decir que, $S°(\text{B}) > S°(\text{A})$.

d) **Verdadero**. Según se ha demostrado en el apartado anterior.

La respuesta correcta es la **d**.

2.50. En la zona levantina ha sido habitual utilizar botijos para refrescar el agua en verano. Este efecto se basa en la idea de que el recipiente es poroso, lo que permite que una pequeña cantidad de agua acceda a la superficie y allí se evapore. Por tanto, el proceso de evaporación:
a) Ha de ser exotérmico.
b) Debe tener una $\Delta G > 0$.
c) Se produce y tiene lugar una disminución de la entropía.
d) Le quita calor al agua del interior y, por tanto, esta se refresca.
e) Ha de ser endotérmico.
f) No tiene nada que ver con los botijos.

(O.Q.L. Murcia 2009) (O.Q.L. Murcia 2021)

a-b-c) Falso. Dentro del botijo el fenómeno que tiene lugar no es realmente evaporación del agua sino pervaporación, que consiste en la difusión de las moléculas de agua de la superficie a través de los poros del botijo.

En la evaporación, el $H_2O(l)$ se convierte en $H_2O(g)$ y para ello deben romperse enlaces de intermoleculares de hidrógeno para lo que se requiere energía, por tanto, el proceso es endotérmico. No obstante, hay que tener en cuenta también la entalpía correspondiente al proceso de humidificación del aire dentro del botijo, que hace que la entalpía del proceso sea, en valor absoluto, menor que entalpía de cambio de estado del agua.

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

La evaporación del H_2O es un proceso espontáneo que transcurre con:

- $\Delta H > 0$, se absorbe calor (endotérmico)
- $\Delta S > 0$ (aumenta el desorden)

como se cumple que $|\Delta H| < |T\Delta S|$, entonces $\Delta G < 0$ y el proceso es espontáneo.

d-e) **Verdadero**. En la evaporación, la energía para romper los enlaces intermoleculares de hidrógeno la aporta el $H_2O(l)$ lo que hace que descienda su temperatura, por lo que se trata de un proceso endotérmico.

La respuesta correcta es la **d**.

2.51. Para el equilibrio:

$$2\,NO_2(g) \leftrightarrows N_2O_4(g)$$

indique la información que es falsa.

a) La entropía disminuye.
b) Es un proceso exotérmico.
c) Es un proceso espontáneo.
d) La espontaneidad disminuye al aumentar la temperatura.
e) La constante de equilibrio depende de la temperatura.

(O.Q.L. País Vasco 2009)

a) Verdadero. El valor de la entropía molar de las sustancias es:

$$S°(\text{gas}) > S°(\text{líquido}) > S°(\text{sólido})$$

La variación de entropía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta S° = \Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

Se trata de una reacción en la que $\Delta S° < 0$ ya que existen menos moles de gas en los productos que en los reactivos.

b) Verdadero. 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:

$$\Delta H° = \Sigma\, \nu_r\, E_{\text{enlace}}\ (\text{rotos en reactivos}) - \Sigma\, \nu_p\, E_{\text{enlace}}\ (\text{formados en productos}) =$$

$$= (2\,E_{N-O} + 2\,E_{N=O}) - (2\,E_{N-O} + 2\,E_{N=O} + E_{N-N}) = -E_{N-N}$$

Teniendo en cuenta que, por definición, la energía media de un enlace es positiva, se trata de un proceso exotérmico.

c) **Falso**. La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Se trata de un proceso que transcurre con:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S < 0$, ya que disminuye el desorden

De acuerdo con los valores obtenidos para ΔH y ΔS se trata de un proceso en la que la espontaneidad depende de la temperatura.

d) Verdadero. Cuando la temperatura es lo suficientemente alta, se cumple que $|\Delta H| > |T\Delta S|$, entonces $\Delta G > 0$ y la reacción se vuelve no espontánea.

e) Verdadero. De acuerdo con la ley del equilibrio químico, existe una constante de equilibrio para cada temperatura.

La respuesta correcta es la **c**.

2.52. En el siguiente proceso a 100 °C y 1 atm, $H_2O(l) \rightarrow H_2O(g)$, se cumple que:
a) $\Delta H = 0$
b) $\Delta S = 0$
c) $\Delta H = \Delta U$
d) $\Delta H = T\Delta S$
e) $\Delta H = \Delta G$

(O.Q.L. País Vasco 2009)

En esas condiciones de presión y temperatura, el H_2O está en ebullición, por tanto, se encuentran en equilibrio el líquido con su vapor.

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G = 0 \text{ proceso en equilibrio} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Si $\Delta G = 0$, entonces se cumple que $\Delta H = T\Delta S$.

La respuesta correcta es la **d**.

2.53. Sabiendo que la energía media del enlace S–O es mayor que mitad de la energía del enlace O=O para la reacción:

$$2\ SO_3(g) \rightarrow 2\ SO_2(g) + O_2(g)$$

a) El cambio de entalpía para el proceso es positivo.
b) No se puede determinar si es un proceso endotérmico o exotérmico.
c) La entropía disminuye.
d) No se puede determinar el signo del cambio de entropía.
e) Es un proceso espontáneo a cualquier temperatura.

(O.Q.L. País Vasco 2009)

a) **Verdadero**. Teniendo en cuenta que como en el SO_3 hay más enlaces que en el SO_2 se cumple que:

$$\Delta_f H^\circ\ (SO_3) < \Delta_f H^\circ\ (SO_2)$$

y como la variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta_r H^\circ = \Sigma\ \nu_p\ \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \Sigma\ \nu_r\ \Delta_f H^\circ(\text{reactivos})$$

necesariamente la entalpía de la reacción, $\Delta_r H^\circ > 0$, por tanto, se trata de un proceso endotérmico.

b) Falso. Según se ha justificado en el apartado anterior.

c) Falso. El valor de la entropía molar de las sustancias es:

$$S^\circ(\text{gas}) > S^\circ(\text{líquido}) > S^\circ(\text{sólido})$$

La variación de entropía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta S^\circ = \Sigma\ \nu_p\ S^\circ(\text{productos}) - \Sigma\ \nu_r\ S^\circ(\text{reactivos})$$

Se trata de una reacción en la que $\Delta S^\circ > 0$ ya que hay más moles de gas en productos que en reactivos.

d) Falso. Según se ha justificado en el apartado anterior.

e) Falso. La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Se trata de un proceso que transcurre con:

- $\Delta H > 0$, se absorbe calor (endotérmico)
- $\Delta S > 0$, (aumenta el desorden)

Cuando la temperatura es lo suficientemente alta, se cumple que $|\Delta H| < |T\Delta S|$, entonces, $\Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

La respuesta correcta es la **a**.

2.54. Indique cuál de las siguientes proposiciones es cierta:
a) En un sistema exotérmico, la variación de entalpía es siempre positiva.
b) Un proceso en el que la variación de entalpía es positiva, y la variación de entropía es negativa, nunca será espontáneo.
c) Una transformación en la cual no hay intercambio de calor se denomina isócora.
d) El calor que interviene en un proceso a volumen constante proporciona la variación de entalpía.

(O.Q.L. Baleares 2010)

a) Falso. En un proceso exotérmico se cumple que $\Delta H < 0$.

b) **Verdadero**. La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Se trata de un proceso que transcurre con:

- $\Delta H > 0$, se absorbe calor (endotérmico)
- $\Delta S < 0$ (disminuye el desorden)

Como ambos términos, ΔH y $-T\Delta S$ tienen signo positivo, entonces $\Delta G > 0$ y el proceso es no espontáneo para cualquier valor de la temperatura.

c) Falso. Una transformación en la que no hay intercambio de calor se denomina adibática.

d) Falso. El calor asociado a un proceso realizado a volumen constante proporciona la variación de energía interna, ΔU.

La respuesta correcta es la **b**.

2.55. Para la reacción:

$A(g) + B(g) \rightarrow C(g)$ $\Delta H° = -40$ kJ mol^{-1} y $\Delta S° = -40$ J mol^{-1} K^{-1} a 25 °C.

Suponiendo que las variaciones de entalpía y entropía no se modifiquen con la temperatura:
a) Se trata de una reacción espontánea siempre.
b) Se trata de una reacción espontánea a 298,15 K que se invierte a 1 K.
c) Se trata de una reacción espontánea a 298,15 K que se invierte a 100 K.
d) Se trata de una reacción espontánea a 298,15 K que se invierte a 1.000 K.

(O.Q.L. Asturias 2010)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Un proceso que se caracteriza por tener:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S < 0$, disminuye el desorden

el valor de ΔG depende de cuál de los términos $|\Delta H|$ o $|T\Delta S|$ sea mayor, es decir depende de cuál sea el valor de T.

A temperaturas bajas: $|\Delta H| > |T\Delta S| \rightarrow \Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

El valor de la energía de Gibbs a 25 °C es:

$$\Delta G° = -40 \text{ kJ mol}^{-1} - \left[298{,}15 \text{ K} \cdot (-40 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}}\right] = -28 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Se trata de una reacción espontánea a 298,15 K.

La temperatura de equilibrio se calcula teniendo en cuenta que $\Delta G = 0$:

$$T = \frac{\Delta H°}{\Delta S°} = \frac{-40 \text{ kJ mol}^{-1}}{-40 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 1.000 \text{ K}$$

Si $T > 1.000$ K, se cumple que:

$$|\Delta H°| < |T\Delta S°| \quad \rightarrow \quad \Delta G > 0 \quad \text{reacción no espontánea}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.56. La siguiente reacción forma parte del mecanismo de formación de la niebla fotoquímica:

$$N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ NO(g)$$

Teniendo en cuenta los siguientes datos:

Enlace	N–N	N=N	N≡N	O–O	O=O	N=O
E (kJ mol^{-1})	193	418	941	142	498	629
Sustancia	$N_2(g)$		$O_2(g)$		NO(g)	
$S°$ (J mol^{-1} K^{-1})	191,5		205,0		210,6	

La temperatura mínima a partir de la cual la reacción es espontánea es:

a) Es espontánea a cualquier temperatura.

b) 5.978 K

c) 7.328 K

d) Ninguna de las respuestas anteriores.

(O.Q.L. La Rioja 2010)

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 O=O y 1 mol de enlaces N≡N, y se forman 2 moles de enlaces N=O.

$$\Delta H° = [E_{N\equiv N} + E_{O=O}] - [2\ E_{N=O}] =$$

$$= \left(1 \text{ mol N}\equiv\text{N} \cdot \frac{941 \text{ kJ}}{\text{mol N}\equiv\text{N}}\right) + \left(1 \text{ mol O=O} \cdot \frac{498 \text{ kJ}}{\text{mol O=O}}\right) - \left(2 \text{ mol N=O} \cdot \frac{629 \text{ kJ}}{\text{mol N=O}}\right)$$

Se obtiene, $\Delta H° = 181$ kJ mol^{-1}.

La variación de entropía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta S° = \Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

Sustituyendo:

$$\Delta S° = [2\ S°(\text{NO})] - [S°(\text{N}_2) + S°(\text{O}_2)] =$$

$$= \left(2 \text{ mol NO} \cdot \frac{210{,}6 \text{ J}}{\text{mol K}}\right) - \left(1 \text{ mol N}_2 \cdot \frac{191{,}5 \text{ J}}{\text{mol K}}\right) - \left(1 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{205{,}0 \text{ J}}{\text{mol K}}\right) = 24{,}70 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Se trata de un proceso que transcurre con:

- $\Delta H > 0$, se absorbe calor (endotérmico)
- $\Delta S > 0$, aumenta el desorden

Cuando la temperatura es lo suficientemente alta, se cumple que $|\Delta H| < |T\Delta S|$, entonces $\Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

En el equilibrio se cumple que $\Delta G = 0$:

$$T = \frac{\Delta H°}{\Delta S°} = \frac{181 \text{ kJ}}{24{,}70 \text{ J K}^{-1}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 7.328 \text{ K}$$

Si $T > 7.328$ K, se cumple que:

$$|\Delta H°| > |T\Delta S°| \quad \rightarrow \quad \Delta G < 0 \quad \text{reacción espontánea}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.57. La reacción:

$4\,Ag(s) + O_2(g) \rightarrow 2\,Ag_2O(s)$ es exotérmica.

¿Cuál es la afirmación correcta?

a) Es espontánea a cualquier temperatura.

b) Es espontánea solo a temperaturas bajas.

c) Es espontánea solo a temperaturas altas.

d) Es no espontánea a cualquier temperatura.

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Se trata de un proceso que transcurre con:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S < 0$, (disminuye el desorden) ya que se pasa de más a menos moles de gas.

Cuando la temperatura es lo suficientemente baja, se cumple que $|\Delta H| > |T\Delta S|$, entonces, $\Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ávila 2009).

2.58. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?

a) Un proceso endotérmico y espontáneo tiene $\Delta_r G < 0$ y $\Delta_r S < 0$.

b) En el proceso A(l) → A(g), la entropía disminuye.

c) Un proceso endotérmico y no espontáneo puede llegar a ser espontáneo aumentando la temperatura.

d) En cualquier sistema, los procesos son espontáneos cuando $\Delta_r G > 0$.

e) Ninguna de las anteriores.

f) Un proceso espontáneo es siempre exotérmico.

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Cantabria 2013) (O.Q.L. Valencia 2015) (O.Q.L. Extremadura 2016)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

a-f) Falso. Si el proceso es espontáneo se cumple que $\Delta_r G < 0$, y si es endotérmico $\Delta_r H > 0$, lo cual implica que si $\Delta_r S > 0$, cuando la temperatura suficientemente elevada se cumple que $|\Delta H| > |T\Delta S|$, y entonces $\Delta_r G < 0$.

b) Falso. Si el líquido se convierte en vapor se rompen los enlaces intermoleculares que mantienen unidos a las moléculas y aumenta el desorden del sistema, $\Delta_r S > 0$.

c) **Verdadero**. Un proceso que se caracteriza por tener $\Delta_r H > 0$ (endotérmico) y $\Delta_r G > 0$ (no espontáneo) solo se vuelve espontáneo a temperaturas elevadas si aumenta el desorden del sistema, $\Delta_r S > 0$, entonces se cumple que $|\Delta_r H| < |T\Delta_r S|$ y, entonces, $\Delta_r G < 0$.

d) Falso. La espontaneidad de una reacción implica que el valor de $\Delta_r G < 0$.

e) Falso. Un proceso exotérmico ($\Delta_r H < 0$) en el que disminuya el desorden ($\Delta_r S < 0$) a temperatura suficientemente elevada se cumple que $|\Delta H| < |T\Delta S|$ y entonces $\Delta_r G > 0$, por tanto, el proceso es no espontáneo.

La respuesta correcta es la **c**.

2.59. ¿Cuál de las siguientes reacciones es siempre espontánea a cualquier temperatura?

a) $NH_4NO_3(s) \rightarrow 2\ N_2(g) + 4\ H_2O(g) + O_2(g)$ $\Delta_r H° = -225{,}5\ kJ\ mol^{-1}$

b) $4\ Fe(s) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ Fe_2O_3(s)$ $\Delta_r H° = -1.648{,}4\ kJ\ mol^{-1}$

c) $N_2(g) + 3\ Cl_2(g) \rightarrow 2\ NCl_3(l)$ $\Delta_r H° = 230{,}0\ kJ\ mol^{-1}$

d) $2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(l)$ $\Delta_r H° = -571{,}6\ kJ\ mol^{-1}$

e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Valencia 2017) (O.Q.L. País Vasco 2018)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Para que a cualquier temperatura $\Delta G < 0$, es preciso que se cumpla que:

- $\Delta H° < 0$ (proceso exotérmico)
- $\Delta S° > 0$ (aumente el desorden)

La única reacción que cumple esa condición es la del apartado a):

$NH_4NO_3(s) \rightarrow 2\ N_2(g) + 4\ H_2O(g) + O_2(g)$ $\Delta_r H° = -225{,}5\ kJ\ mol^{-1}$

Corresponde a un proceso exotérmico en el que aumenta desorden (solo existe gas en los productos).

La respuesta correcta es la **a**.

2.60. Un proceso que se produce con liberación de calor y disminución del desorden termodinámico ($\Delta G° = \Delta H° - T\Delta S°$):

a) Es espontáneo.
b) Es no espontáneo.
c) Es espontáneo a bajas temperaturas.
d) Es espontáneo a altas temperaturas.
e) Es espontáneo a temperatura ambiente.

(O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Cantabria 2016)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Se trata de un proceso que transcurre con:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S < 0$, disminuye el desorden

Cuando la temperatura es lo suficientemente baja, se cumple que $|\Delta H| > |T\Delta S|$, entonces, $\Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

La respuesta correcta es la **c**.

2.61. ¿Cuáles son los signos de ΔH y ΔS para una reacción espontánea solamente a bajas temperaturas?
a) ΔH es negativa, ΔS es negativa.
b) ΔH es positiva, ΔS es negativa.
c) ΔH es positiva, ΔS es positiva.
d) ΔH es negativa, ΔS es positiva.

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

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

El proceso es espontáneo solo si la temperatura es suficientemente baja si se cumple que $|\Delta H| > |T\Delta S|$. Para ello es necesario que $\Delta H < 0$ (proceso exotérmico) y $\Delta S < 0$ (disminuye el desorden).

La respuesta correcta es la **a**.

2.62. En condiciones estándar para la reacción:

$$2\ PbO(s) + 2\ SO_2(g) \rightarrow 2\ PbS(s) + 3\ O_2(g) \qquad \Delta H° = 830{,}8\ kJ \ \text{ y } \ \Delta S° = 168\ J\ K^{-1}$$

puede afirmarse que:
a) No es espontánea en las citadas condiciones.
b) Es exotérmica.
c) Su ecuación de velocidad es $v = [SO_2]^2\ [PbO]^2$.
d) Es una reacción muy lenta.

(O.Q.L. Murcia 2011)

a) **Verdadero**. La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

En condiciones estándar:

$$\Delta G° = 830{,}8\ kJ - \left[(25 + 273{,}15)\ K \cdot (168\ J\ K^{-1}) \cdot \frac{1\ kJ}{10^3\ J}\right] = 781\ kJ > 0 \quad \rightarrow \quad \text{No espontánea}$$

b) Falso. De acuerdo con el signo positivo de la entalpía.

c-d) Falso. Sin conocer datos cinéticos es imposible determinar la validez de ambas propuestas.

La respuesta correcta es la **a**.

2.63. En muchas gasolineras se encuentran recipientes con café "autocalentable". El sistema funciona porque el recipiente tiene un compartimento estanco en el que se produce una reacción química. Se puede deducir que esta reacción química:
a) Ha de ser endotérmica.
b) Debe tener una $\Delta G < 0$.
c) Debe ser muy lenta.
d) Mejora las cualidades organolépticas del café.

(O.Q.L. Murcia 2011)

Si se trata de un proceso en el que, al mezclarse una sustancia, generalmente $CaCl_2$ o $MgSO_4$ con agua se produce una reacción exotérmica de forma espontánea ($\Delta G < 0$) desprendiéndose calor y aumentando la temperatura del conjunto.

La respuesta correcta es la **b**.

2.64. Dada una reacción química que comienza espontáneamente al subir la temperatura a 83 °C puede decirse que:
a) Es endotérmica.
b) La energía de activación varía con la temperatura.
c) A 25 °C el valor de ΔG es positivo.
c) A 48 °C la reacción es rapidísima.

(O.Q.L. Murcia 2011)

a) **Verdadero**. La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Una reacción que se vuelve espontánea al aumentar la temperatura debe ser endotérmica ($\Delta H > 0$) y con descenso de entropía ($\Delta S < 0$).

Cuando la temperatura es lo suficientemente alta, se cumple que $|\Delta H| < |T\Delta S|$, entonces, $\Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

b) Falso. La energía de activación es un parámetro cinético de la reacción que no depende de la temperatura.

c) **Verdadero**. Según se ha justificado en el apartado a), a la temperatura propuesta se cumple que ΔG es positivo.

d) Falso. No se puede determinar sin datos cinéticos.

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

2.65. Dada la siguiente ecuación termodinámica:

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(g) \qquad \Delta H° = -483{,}6\ \text{kJ}$$

Señale cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:
a) Al formarse 18,0 g de agua en condiciones estándar se desprenden 483,6 kJ.
b) Dado que $\Delta H° < 0$, la formación del agua es, casi con completa seguridad, un proceso espontáneo.
c) La reacción de formación del agua será muy rápida.
d) El calor a volumen constante es el mismo que a presión constante.
e) La reacción necesita calor para que transcurra.
f) El dato numérico es el calor de formación del agua.

(O.Q.L. Canarias 2011)

a) Falso. Relacionando cantidad de materia y entalpía:

$$18{,}0\ \text{g}\ H_2O \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{-483{,}6\ \text{kJ}}{2\ \text{mol}\ H_2O} = -242\ \text{kJ}$$

b) **Verdadero**. La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Se trata de un proceso que transcurre con:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S < 0$, (disminuye el desorden) ya que se pasa de más a menos moles de gas.

Cuando la temperatura es lo suficientemente baja, se cumple que $|\Delta H| > |T\Delta S|$, entonces, $\Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

c) Falso. No se puede conocer la rapidez de la reacción sin disponer de datos cinéticos.

d) Falso. El calor a volumen constante es la variación de energía interna, $\Delta U°$, y el calor a presión constante es la variación de entalpía, $\Delta H°$. La relación entre ambos viene dada por la expresión:

$$\Delta U° = \Delta H° - \Delta nRT$$

donde ΔnRT representa el trabajo realizado sobre el sistema.

En este caso, el volumen ocupado por los productos es menor que el ocupado por los reactivos, $\Delta n < 0$, entonces se cumple que, $W > 0$, que indica que se trata de una energía que entra en el sistema, por tanto, $\Delta U° \neq \Delta H°$.

e) Falso. Se trata de un proceso exotérmico, $\Delta H° < 0$, en el que se desprende calor.

f) Falso. El calor de formación se define como el calor intercambiado, medido a presión constante, en la formación de un mol de sustancia a partir de los elementos que la integran en su forma más estable en condiciones estándar.

Para la reacción propuesta se cumplen todas las condiciones, excepto que se forman 2 mol de sustancia.

La respuesta correcta es la **b**.

2.66. El carbón reacciona con el vapor de agua para producir monóxido de carbono e hidrógeno. Las entalpías normales de formación (kJ mol^{-1}) del monóxido de carbono y del vapor de agua son, respectivamente, –110,52 y –241,82. Las entropías normales (J mol^{-1} K^{-1}) del hidrógeno gas, monóxido de carbono gas, carbono sólido y vapor de agua son, respectivamente, 130,68; 197,67; 5,740 y 188,82. Con estos datos:
a) La reacción es espontánea ya que $\Delta G°$ a 25 °C es mayor que cero.
b) La reacción no es espontánea ya que $\Delta G°$ a 25 °C es mayor que cero.
c) La reacción es espontánea ya que $\Delta G°$ a 25 °C es menor que cero.
d) La reacción no es espontánea ya que $\Delta G°$ a 25 °C es menor que cero.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

La ecuación química correspondiente a la reacción propuesta es:

$$C(s) + H_2O(g) \rightarrow CO(g) + H_2(g)$$

La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta H° = \Sigma\, \nu_p\, \Delta_f H°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, \Delta_f H°(\text{reactivos})$$

Sustituyendo:

$$\Delta H° = \Delta_f H°(CO) - \Delta_f H°(H_2O) =$$
$$= \left(1 \text{ mol CO} \cdot \frac{-110{,}52 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CO}}\right) - \left(1 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{-241{,}82 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } H_2O}\right) = 131{,}30 \text{ kJ mol}^{-1}$$

No se tienen en cuenta las entalpías de formación del C(s) y H_2(g) ya que, por convenio, ambos valores son cero.

La variación de entropía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta S° = \Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos})$$

Sustituyendo:

$$\Delta S° = [S°(CO) + S°(H_2)] - [S°(C) + S°(H_2O)] =$$
$$= \left(1 \text{ mol CO} \frac{197{,}67 \text{ J}}{\text{mol K}}\right) + \left(1 \text{ mol } H_2 \cdot \frac{130{,}68 \text{ J}}{\text{mol K}}\right) - \left(1 \text{ mol C} \cdot \frac{5{,}740 \text{ J}}{\text{mol K}}\right) - \left(1 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{188{,}82 \text{ J}}{\text{mol K}}\right)$$

Se obtiene, $\Delta S° = 133{,}8 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

El valor de $\Delta G°$ a 25° C es:

$$\Delta G° = 131{,}30 \text{ kJ mol}^{-1} - \left[(25 + 273{,}15) \text{ K} \cdot (133{,}8 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}}\right] = 91{,}43 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Como $\Delta G° > 0$, se trata de una reacción no espontánea a 25° C.

La respuesta correcta es la **b**.

2.67. ¿Cuál será la variación de energía de Gibbs al comprimir 2,50 mol de gas ideal desde la presión de 1 atm a 1,5 atm y a la temperatura de 25 °C?
a) 1,51 kJ
b) 0,21 kJ
c) 2,51 kJ
d) 1,58 kJ

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

La variación de energía de Gibbs es el trabajo útil que, en el caso de expansión isotérmica de un gas ideal, puede calcularse por medio de la expresión:

$$\Delta G = W = -nRT \ln \frac{V_2}{V_1}$$

Como se trata de una expansión isoterma, $p_1V_1 = p_2V_2$, y la expresión anterior se transforma en:

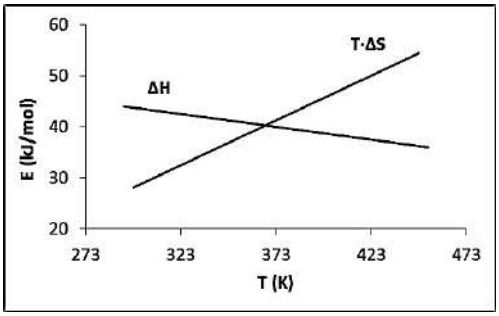
$$W = -nRT \ln \frac{p_1}{p_2}$$

El valor del trabajo realizado contra el sistema es:

$$W = -2{,}50 \text{ mol} \cdot (8{,}31 \cdot 10^{-3} \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15) \text{ K} \cdot \ln\left(\frac{1 \text{ atm}}{1{,}5 \text{ atm}}\right) = 2{,}51 \text{ kJ}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.68. Estudiando el siguiente diagrama para el proceso:
Zn(l) → Zn(g)
se sacaron las siguientes conclusiones:
(1) ΔG es positiva por debajo de 373 K.
(2) Por debajo de 373 K, Zn(g) es más estable que Zn(l).
(3) A 373 K se alcanza el equilibrio.
(4) ΔG es positiva por encima de 373 K.
¿Cuáles son ciertas?
a) Todas
b) (1) y (3)
c) (1) y (4)
d) (2) y (3)



(O.Q.L. Asturias 2012)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G = 0 \text{ proceso en equilibrio} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Como se observa en la gráfica a las siguientes temperaturas:

- $T = 373$ K el valor de ΔH coincide con el de $T\Delta S$, por tanto, $\Delta G = 0$ y el sistema se encuentra en equilibrio.
- $T = 323\text{ K} \rightarrow \left\{\begin{matrix}\Delta H = 42{,}5\text{ kJ} \\ T\Delta S = 32{,}5\text{ kJ}\end{matrix}\right\} \rightarrow \Delta G = 10{,}0\text{ kJ}$
- $T = 423\text{ K} \rightarrow \left\{\begin{matrix}\Delta H = 37{,}5\text{ kJ} \\ T\Delta S = 50{,}0\text{ kJ}\end{matrix}\right\} \rightarrow \Delta G = -12{,}5\text{ kJ}$

Las propuestas (1) y (3) son verdaderas, y la (2) y (4) son falsas.

La respuesta correcta es la **b**.

2.69. Un experimento espectacular para niños (y también mayores) es la construcción de un "volcán" casero. La "lava" de este volcán se consigue con el gas desprendido de la reacción entre el bicarbonato de sodio y el vinagre en presencia de algunos aditivos (pintura, detergente lavavajillas, etc.) para dar el aspecto que más nos guste. Se puede afirmar sin tener más información que:
a) Este es un proceso exotérmico.
b) En este proceso ΔG es negativo.
c) No se tienen datos para conocer el signo de ΔG.
d) Este volcán es muy aburrido.

(O.Q.L. Murcia 2012)

a) Falso. Se trata de una reacción de neutralización cuya ecuación química ajustada es:

$$CH_3COOH(l) + NaHCO_3(s) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(l) + NaCH_3COO(aq)$$

en la que no se observa desprendimiento apreciable de calor, no obstante, a variación de entalpía de la misma es, $\Delta H > 0$, por lo que se trata de un proceso endotérmico. Se puede confirmar consultando las entalpías en la bibliografía.

b) **Verdadero**. Se trata de un proceso espontáneo en el que se cumple que $\Delta G° < 0$.

c) Falso. Según se ha justificado en el apartado anterior.

d) Falso. La propuesta es absurda, el proceso es divertido.

La respuesta correcta es la **b**.

2.70. En un proceso que tiene lugar con absorción de energía y aumento del desorden termodinámico:
a) El proceso es siempre espontáneo.
b) El proceso nunca es espontáneo.
c) El proceso es espontáneo a bajas temperaturas.
d) El proceso es espontáneo a altas temperaturas.

(O.Q.L. Valencia 2012)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases}\Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo}\end{cases}$$

Se trata de un proceso que transcurre con:

- $\Delta H > 0$, se absorbe calor (endotérmico)
- $\Delta S > 0$, aumenta el desorden

Cuando la temperatura es lo suficientemente alta, se cumple que $|\Delta H| < |T\Delta S|$, entonces, $\Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

La respuesta correcta es la **d**.

2.71. Las reacciones espontáneas siempre:
a) Son completas.
b) Son rápidas.

c) Intervienen cambios de fase.
d) Liberan energía y/o favorecen un aumento de la entropía del sistema.

(O.Q.L. Galicia 2012)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Para que su valor sea siempre negativo (reacción espontánea) es preciso que se cumpla que:

- $\Delta H < 0$ (desprende energía)
- $\Delta S > 0$ (aumenta el desorden)

Otra posibilidad para que una reacción sea espontánea es que:

- $\Delta H > 0$ (absorbe energía)
- $\Delta S > 0$ (aumenta el desorden)

Cuando la temperatura es lo suficientemente alta, se cumple que $|\Delta H| < |T\Delta S|$, entonces, $\Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

La respuesta correcta es la **d**.

2.72. De las siguientes reacciones, una es espontánea solo a bajas temperaturas:

a) $I_2(s) \rightarrow I_2(g)$ $\Delta_r H° = 62{,}24$ kJ
b) $NH_4NO_3(s) \rightarrow 2\ N_2(g) + 4\ H_2O(g) + O_2(g)$ $\Delta_r H° = -225{,}5$ kJ mol^{-1}
c) $4\ Fe(s) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ Fe_2O_3(s)$ $\Delta_r H° = -1.648{,}4$ kJ mol^{-1}
d) $N_2(g) + 3\ Cl_2(g) \rightarrow 2\ NCl_3(l)$ $\Delta_r H° = 230{,}0$ kJ mol^{-1}
e) Ninguna de ellas

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Valencia 2013) (O.Q.L. Galicia 2015) (O.Q.L. Madrid 2016)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Para que una reacción sea espontánea solo a bajas temperaturas es preciso que:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S < 0$, (disminuye el desorden)

entonces se cumple que $|\Delta H| > |T\Delta S|$, entonces, $\Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

La única reacción que cumple esa condición es la del apartado c):

$$4\ Fe(s) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ Fe_2O_3(s) \qquad \Delta_r H° = -1.648{,}4 \text{ kJ mol}^{-1}$$

ya que corresponde a un proceso exotérmico en el que disminuye el desorden, se pasa de 3 mol de gas en los reactivos a ninguno en los productos.

La respuesta correcta es la **c**.

2.73. Un proceso exotérmico que se produce acompañado de un aumento de entropía:
a) Es siempre espontáneo.
b) Nunca es espontáneo.
c) Es espontáneo a temperaturas bajas.
d) Es espontáneo a temperaturas altas.

(O.Q.L. Murcia 2013)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Se trata de un proceso que transcurre con:

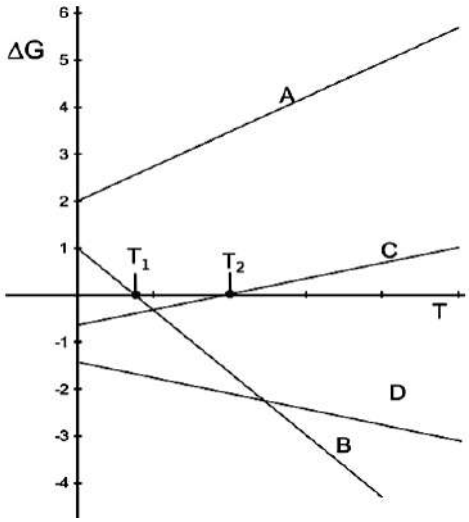
- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S > 0$, aumenta el desorden

Se cumple que $|\Delta H| > |T\Delta S|$, entonces, $\Delta G < 0$ y la reacción siempre es espontánea.

La respuesta correcta es la **a**.

2.74. En la figura se representa ΔG= f(T) para los procesos A, B, C y D. Señale la respuesta correcta:
a) A es una reacción espontánea a cualquier temperatura.
b) B es una reacción espontánea para $T < T_1$.
c) C es una reacción espontánea para $T > T_2$.
d) D es una reacción que nunca es espontánea.
e) B es una reacción espontánea para $T > T_1$.

(O.Q.L. Valencia 2013) (O.Q.L. Valencia 2020)



2.75. En la figura se representa ΔG= f(T) para los procesos A, B, C y D. Señale la respuesta correcta:
a) A es una reacción en la que $\Delta H > 0$ y $\Delta S > 0$.
b) B es una reacción en la que $\Delta H < 0$ y $\Delta S > 0$.
c) C es una reacción en la que $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$.
d) D es una reacción en la que $\Delta H > 0$ y $\Delta S < 0$.
e) B es una reacción en la que $\Delta H > 0$ y $\Delta S < 0$.

(O.Q.L. Valencia 2013)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

- Para la primera propuesta:

a) Falso. Según se observa en la gráfica, para la reacción A, se cumple que a cualquier temperatura el valor de $\Delta G > 0$, por tanto, la reacción siempre es no espontánea.

b) Falso. Según se observa en la gráfica, para la reacción B, el valor de $\Delta G > 0$ para $T < T_1$, por tanto, la reacción es no espontánea a temperaturas menores que T_1.

c) Falso. Según se observa en la gráfica, para la reacción C, el valor de $\Delta G > 0$ para $T > T_2$, por tanto, la reacción es no espontánea a temperaturas mayores que T_2.

d) Falso. Según se observa en la gráfica, para la reacción D, se cumple que a cualquier temperatura el valor de $\Delta G < 0$, por tanto, la reacción siempre es espontánea.

e) **Verdadero**. Según se observa en la gráfica, para la reacción B, el valor de $\Delta G < 0$ para $T > T_1$, por tanto, la reacción es espontánea a temperaturas mayores que T_1.

La respuesta correcta es la **e**.

- Para la segunda propuesta:

a) Falso. Según se observa en la gráfica, para la reacción A, a cualquier temperatura el valor de $\Delta G > 0$, por tanto, la reacción siempre es no espontánea. Esto solo ocurre en las reacciones en las que se cumple que $\Delta H > 0$ y $\Delta S < 0$.

b-e) Falso. Según se observa en la gráfica, para la reacción B, el valor de ΔG disminuye al aumentar la temperatura. Esto solo ocurre en las reacciones en las que $\Delta H > 0$ y $\Delta S > 0$.

c) **Verdadero**. Según se observa en la gráfica, para la reacción C, el valor de ΔG aumenta al aumentar la temperatura. Esto solo ocurre en las reacciones en las que $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$.

d) Falso. Según se observa en la gráfica, para la reacción D, a cualquier temperatura el valor de $\Delta G < 0$, por tanto, la reacción siempre es espontánea. Esto solo ocurre en las reacciones en las que se cumple que $\Delta H < 0$ y $\Delta S > 0$.

La respuesta correcta es la **c**.

2.76. La reacción química:

$$2\ Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2\ MgO(s)$$

A 298 K y 1 atm, es exotérmica y la variación de entropía de este proceso es $\Delta_r S° = -217\ J\ K^{-1}$. De ella se puede decir que:
a) No es espontánea al aumentar el orden en el sistema.
b) Solo es espontánea si el calor a presión constante desprendido en este proceso es mayor que 64,7 kJ.
c) Es espontánea ya que $\Delta_{sistema} S° < 0$.
d) No es espontánea ya que $\Delta_{total} S° > 0$.
e) Será siempre espontánea a cualquier temperatura.

(O.Q.N. Oviedo 2014)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Se trata de un proceso que transcurre con:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S < 0$, disminuye el desorden

Si la temperatura es 298 K, se cumple que $|\Delta H| > |T\Delta S|$, entonces, $\Delta G < 0$ y la reacción es espontánea:

$$T\Delta S° = (298\ K) \cdot (-217\ J\ mol^{-1}) \cdot \frac{1\ kJ}{10^3\ J} = -64{,}7\ kJ$$

El proceso será espontáneo siempre que se cumpla que el calor desprendido, $|\Delta H| > 64{,}7$ kJ.

La respuesta correcta es la **b**.

2.77. Las reacciones siguientes son todas espontáneas a la misma presión y temperatura:

1) $C_8H_{18}(l) + 25/2\ O_2(g) \rightarrow 8\ CO_2(g) + 9\ H_2O(g)$
2) $BaO(s) + CO_2(g) \rightarrow BaCO_3(s)$
3) $FeS(s) + 2\ H_3O^+(aq) + 4\ H_2O(l) \rightarrow [Fe(H_2O)_6]^{2+}(aq) + H_2S(g)$
4) $HCl(g) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$

Indique las que son forzosamente exotérmicas.
a) Todas
b) Solo 1 y 4
c) Solo 1 y 3
d) Solo 1, 2 y 4
e) Solo 3 y 4

(O.Q.N. Oviedo 2014)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo}$$

Reacción 1:

$$C_8H_{18}(l) + 25/2\ O_2(g) \rightarrow 8\ CO_2(g) + 9\ H_2O(g)$$

Se trata de un proceso en el que aumenta el desorden, $\Delta S > 0$, ya que existen más moles de gas en los productos que en los reactivos.

$$\left.\begin{array}{r}\Delta G < 0\\ -T\Delta S < 0\end{array}\right\} \rightarrow \quad \Delta H < 0 \text{ (exotérmica)}$$

La combustión de un hidrocarburo, un proceso que es siempre exotérmico.

Reacción 2:

$$BaO(s) + CO_2(g) \rightarrow BaCO_3(s)$$

Se trata de un proceso en el que disminuye el desorden, $\Delta S < 0$, ya que existen menos moles de gas en los productos que en los reactivos.

$$\left.\begin{array}{r}\Delta G < 0\\ -T\Delta S > 0\end{array}\right\} \rightarrow \quad \Delta H < 0 \text{ (exotérmica, pero espontánea a baja temperatura)}$$

Reacción 3:

$$FeS(s) + 2\ H_3O^+(aq) + 4\ H_2O(l) \rightarrow [Fe(H_2O)_6]^{2+}(aq) + H_2S(g)$$

Se trata de un proceso en el que disminuye el desorden, $\Delta S < 0$, ya que aunque existe un mol de gas en los productos hay siete de moles de sustancia en los reactivos. Consultando la bibliografía, la especie $[Fe(H_2O)_6]^{2+}(aq)$ debería tener, a temperatura ambiente, $S° > 500$ J mol^{-1} K^{-1} para que ese proceso tuviera $\Delta S > 0$.

$$\left.\begin{array}{r}\Delta G < 0\\ -T\Delta S > 0\end{array}\right\} \rightarrow \quad \Delta H < 0 \text{ (exotérmica, pero espontánea a baja temperatura)}$$

Reacción 4:

$$HCl(g) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$$

Se trata de un proceso en el que disminuye el desorden, $\Delta S < 0$, ya que existen menos moles de gas en los productos que en los reactivos.

$$\left.\begin{array}{r}\Delta G < 0\\ -T\Delta S > 0\end{array}\right\} \rightarrow \quad \Delta H < 0 \text{ (exotérmica, pero espontánea a baja temperatura)}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.78. El aluminio es un reactivo eficaz para la reducción de ciertos óxidos metálicos, como en el caso de la reacción:

$$2\ Al(s) + Fe_2O_3(s) \rightarrow Al_2O_3(s) + 2\ Fe(s)$$

Atendiendo a los datos de la tabla adjunta:

Sustancia	$\Delta_f G°$ (kJ mol^{-1})
$Al_2O_3(s)$	−1.582
$CuO(s)$	−127
$CaO(s)$	−604
$SiO_2(s)$	−956
$ZnO(s)$	−318

Indique los óxidos que podrían ser reducidos por el aluminio:

a) Solo CuO y ZnO
b) CuO, SiO_2 y ZnO
c) CaO, SiO_2 y ZnO
d) CaO, CuO y ZnO
e) CaO, SiO_2 y CuO

(O.Q.N. Oviedo 2014)

El valor de la energía de Gibbs, $\Delta G°$, permite determinar la espontaneidad de un proceso. Si este es espontáneo se cumple que, $\Delta G° < 0$, y si es no espontaneo, $\Delta G° > 0$.

Aplicando el concepto de energía de Gibbs de reacción a las reacciones propuestas:

$$\Delta G° = \Sigma\, \nu_p\, \Delta_f G°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, \Delta_f G°(\text{reactivos})$$

▪ Reducción del CuO:

$$2\ Al(s) + 3\ CuO(s) \rightarrow Al_2O_3(s) + 3\ Cu(s)$$

Sustituyendo:

$$\Delta G° = \Delta_f G°(Al_2O_3) - 3\ \Delta_f G°(CuO) =$$

$$= \left(1\ \text{mol}\ Al_2O_3 \cdot \frac{-1.582\ \text{kJ}}{\text{mol}\ Al_2O_3}\right) - \left(3\ \text{mol}\ CuO \cdot \frac{-127{,}0\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CuO}\right) = -1.201\ \text{kJ mol}^{-1}$$

Se cumple que $\Delta G° < 0$, por lo que se trata de un proceso espontáneo.

▪ Reducción del CaO:

$$2\ Al(s) + 3\ CaO(s) \rightarrow Al_2O_3(s) + 3\ Ca(s)$$

Sustituyendo:

$$\Delta G° = \Delta_f G°(Al_2O_3) - 3\ \Delta_f G°(CaO) =$$

$$= \left(1\ \text{mol}\ Al_2O_3 \cdot \frac{-1.582\ \text{kJ}}{\text{mol}\ Al_2O_3}\right) - \left(3\ \text{mol}\ CaO \cdot \frac{-604\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CaO}\right) = 230\ \text{kJ mol}^{-1}$$

Se cumple que $\Delta G° > 0$, por lo que se trata de un proceso no espontáneo.

▪ Reducción del SiO_2:

$$4\ Al(s) + 3\ SiO_2(s) \rightarrow 2\ Al_2O_3(s) + 3\ Si(s)$$

Sustituyendo:

$$\Delta G° = 2\ \Delta_f G°(Al_2O_3) - 3\ \Delta_f G°(SiO_2) =$$

$$= \left(2\ \text{mol}\ Al_2O_3 \cdot \frac{-1.582\ \text{kJ}}{\text{mol}\ Al_2O_3}\right) - \left(3\ \text{mol}\ SiO_2 \cdot \frac{-956\ \text{kJ}}{\text{mol}\ SiO_2}\right) = 296\ \text{kJ mol}^{-1}$$

Se cumple que $\Delta G° > 0$, por lo que se trata de un proceso no espontáneo.

▪ Reducción del ZnO:

$$2\ Al(s) + 3\ ZnO(s) \rightarrow Al_2O_3(s) + 3\ Zn(s)$$

Sustituyendo:

$$\Delta G° = \Delta_f G°(Al_2O_3) - 3\ \Delta_f G°(ZnO) =$$

$$= \left(1\ \text{mol}\ Al_2O_3 \cdot \frac{-1.582\ \text{kJ}}{\text{mol}\ Al_2O_3}\right) - \left(3\ \text{mol}\ ZnO \cdot \frac{-318\ \text{kJ}}{\text{mol}\ ZnO}\right) = -628\ \text{kJ mol}^{-1}$$

Se cumple que $\Delta G° < 0$, por lo que se trata de un proceso espontáneo.

En ninguno de los procesos estudiados se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f G°$ de los metales que aparecen, ya que, por convenio estos valores son nulos.

La respuesta correcta es la **a**.

2.79. La siguiente reacción es exotérmica:

$$H_2(g) + O_2(g) \rightarrow H_2O_2(l)$$

¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

a) Se trata de un proceso espontáneo.

b) Se trata de un proceso no espontáneo.

c) Se trata de un proceso espontáneo a temperatura elevada.

d) Se trata de un proceso espontáneo a temperatura baja.

e) No se puede prever si el proceso es espontáneo o no sin tener más datos.

(O.Q.L. País Vasco 2014)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Se trata de un proceso que transcurre con:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S < 0$, disminuye el desorden ya que se pasa de gases a líquido.

Cuando la temperatura es lo suficientemente baja, se cumple que $|\Delta H| > |T\Delta S|$, entonces, $\Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

La respuesta correcta es la **d**.

2.80. Para que una reacción exotérmica sea espontánea, se tiene que cumplir que:
a) $|T\Delta S| < |\Delta H|$
b) $\Delta G > 0$
c) $|T\Delta S| > |\Delta H|$
d) Siempre

(O.Q.L. Extremadura 2014)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0 \rightarrow \text{proceso espontáneo}$$

Si se cumple que $|\Delta H| > |T\Delta S|$, entonces, $\Delta G < 0$, y la reacción es espontánea.

La respuesta correcta es la **a**.

2.81. Sabiendo que la reacción siguiente se lleva a cabo de forma espontánea a temperatura ambiente:

$$HCl(g) + NH_3(g) \rightarrow NH_4Cl(s)$$

Indique cuál de las siguientes afirmaciones es cierta:
a) La reacción es endotérmica.
b) La reacción es muy lenta a temperatura ambiente.
c) La reacción es exotérmica.
d) El enunciado es falso ya que, a cualquier temperatura, la reacción no es espontánea.

(O.Q.L. Valencia 2014)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo}$$

Se trata de un proceso en el que disminuye el desorden, $\Delta S < 0$, ya que existen menos moles de gas en los productos que en los reactivos, por tanto, para que el reacción sea espontánea es necesario que $\Delta H < 0$ (exotérmica). No obstante, esta predicción solo se cumple a bajas temperaturas.

La respuesta correcta es la **c**.

2.82. Señale la afirmación correcta sobre la espontaneidad de la siguiente reacción química:

$$\frac{1}{2}N_2(g) + \frac{3}{2}H_2(g) \rightarrow NH_3(g) \qquad \Delta H° = -45{,}5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

a) Siempre es espontánea.
b) Nunca es espontánea.
c) Se favorece la espontaneidad a altas temperaturas.
d) Se favorece la espontaneidad a bajas temperaturas.

(O.Q.L. Asturias 2014)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Se trata de un proceso que transcurre con:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S < 0$, disminuye el desorden ya que se pasa de más a menos moles de gas

Cuando la temperatura es lo suficientemente baja, se cumple que $|\Delta H| > |T\Delta S|$, entonces, $\Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

La respuesta correcta es la **d**.

2.83. La cristalización del acetato de sodio, a partir de una disolución sobresaturada de esta sustancia, ocurre espontáneamente y es la base de los dispositivos conocidos como "Magic Heat" usados para calentar bebidas. Respecto a las variaciones de entropía y entalpía en el proceso, se puede decir:
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. Asturias 2014)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Como se trata de un proceso espontáneo, $\Delta G < 0$. Además, este se caracteriza por tener:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S < 0$, disminuye el desorden ya que se pasa de una disolución acuosa a un sólido cristalino.

Cuando la temperatura es lo suficientemente baja, se cumple que $|\Delta H| > |T\Delta S|$, entonces, $\Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

La respuesta correcta es la **b**.

2.84. Para la siguiente reacción, A(g) ⇆ B(g) + C(g), llevada a cabo a 25 °C, la variación de entalpía es menor que cero y la de entropía es mayor que cero.
a) Para que la reacción sea espontánea es necesario aumentar la temperatura.
b) La reacción es espontánea a cualquier temperatura.
c) Para que la reacción sea espontánea es necesario disminuir la temperatura.
d) La reacción no es espontánea en ningún caso.

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Se trata de un proceso que transcurre con:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S > 0$, aumenta el desorden

Se cumple que $|\Delta H| > |T\Delta S| \rightarrow \Delta G < 0$, y la reacción es espontánea a cualquier temperatura.

La respuesta correcta es la **b**.

2.85. Suponga que 1 mol de un gas ideal se expande isotérmicamente hasta alcanzar el doble de volumen. ¿Cuál es la variación en la energía de Gibbs del proceso?

a) $R \ln ½$
b) $R \ln 2$
c) $RT \ln ½$
d) $RT \ln 2$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014)

La variación de energía de Gibbs es el trabajo útil, que en el caso de expansión isotérmica de un gas ideal puede calcularse por medio de la expresión:

$$\Delta G = W = -nRT \ln \frac{V_2}{V_1}$$

El valor de ΔG es:

$$\Delta G = -RT \ln \frac{2V}{V} = RT \ln ½$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.86. Para la siguiente reacción:

$$2\ NOCl(g) \rightarrow 2\ NO(g) + Cl_2(g) \qquad \Delta H° > 0$$

¿Cuál de las afirmaciones es correcta?
a) Es espontánea a cualquier temperatura.
b) Es espontánea solo a altas temperaturas.
c) Es espontánea solo a bajas temperaturas.
d) No es espontánea a ninguna temperatura.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Se trata de un proceso que transcurre con:

- $\Delta H > 0$, se absorbe calor (endotérmico)
- $\Delta S > 0$, aumenta el desorden ya que se pasa de menos a más moles de gas.

Cuando la temperatura es lo suficientemente alta, se cumple que $|\Delta H| < |T\Delta S|$, entonces, $\Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

La respuesta correcta es la **b**.

2.87. La reacción:

$$PCl_3(g) + Cl_2(g) \rightarrow PCl_5(g) \qquad \Delta H° = -86\ kJ$$

¿Bajo que condiciones de temperatura se espera que sea espontánea?
a) Ninguna temperatura.
b) Solamente a altas temperaturas.
c) Cualquier temperatura.
d) Solamente a bajas temperaturas.

(O.Q.L. La Rioja 2015)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Se trata de un proceso que transcurre con:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S < 0$, disminuye el desorden ya que se pasa de más a menos moles de gas.

Cuando la temperatura es lo suficientemente baja, se cumple que $|\Delta H| > |T\Delta S|$, entonces, $\Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

La respuesta correcta es la **d**.

2.88. El agua oxigenada es una disolución acuosa de peróxido de hidrógeno que se descompone de acuerdo con la reacción:

$$2\ H_2O_2(l) \rightarrow 2\ H_2O(l) + O_2(g) \qquad \Delta H° = -196{,}0\ \text{kJ y}\ \Delta S° = 125{,}6\ \text{J K}^{-1}.$$

¿A partir de qué temperatura será espontánea la reacción?

a) 1,6 K
b) 1.560 K
c) 640,8 K
d) Ninguna es correcta.

(O.Q.L. Valencia 2015)

La ecuación que relaciona $\Delta H°$ y $\Delta S°$ y permite calcular la temperatura de equilibrio es:

$$\Delta G° = \Delta H° - T\Delta S°$$

En el equilibrio se cumple que $\Delta G = 0$:

$$T = \frac{\Delta H°}{\Delta S°} = \frac{-196{,}0\ \text{kJ}}{125{,}6\ \text{J K}^{-1}} \cdot \frac{10^3\ \text{J}}{1\ \text{kJ}} = -1.560\ \text{K}$$

Como se puede observar, se obtiene un valor absurdo de la temperatura ya que se trata de una reacción en la que disminuye la energía y a la vez aumenta el desorden del sistema, características de procesos que son siempre espontáneos.

La respuesta correcta es la **d**.

2.89. Dada la siguiente reacción:

$$SO_2(g) + ½\ O_2(g) \rightarrow SO_3(g)$$

¿A qué temperatura deja de estar favorecida la formación de los productos, para favorecerse la formación de los reactivos?

a) 162 K
b) 504 K
c) 1.059 K
d) 1.540 K

Datos.

Sustancia	$\Delta S°$ (J mol^{-1} K^{-1})	$\Delta H°$ (kJ mol^{-1})
$SO_2(g)$	0,248	–296,8
$O_2(g)$	0,205	
$SO_3(g)$	0,257	–395,7

(O.Q.N. Alcalá 2016)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G° = \Delta H° - T\Delta S° \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G° > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G° < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

▪ La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta H° = \Sigma\ \nu_p\ \Delta_f H°(\text{productos}) - \Sigma\ \nu_r\ \Delta_f H°(\text{reactivos}) =$$

$$= \Delta_f H°(SO_3) - \Delta_f H°(SO_2) =$$

$$= \left(1\ \text{mol SO}_3 \cdot \frac{-395{,}7\ \text{kJ}}{\text{mol SO}_3}\right) - \left(1\ \text{mol SO}_2 \cdot \frac{-296{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol SO}_2}\right) = -98{,}90\ \text{kJ mol}^{-1}$$

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, su valor es cero.

▪ La variación de entropía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta S° = \Sigma\ \nu_p\ S°(\text{productos}) - \Sigma\ \nu_r\ S°(\text{reactivos}) =$$

$$= S°(SO_3) - [S°(SO_2) + ½\ S°(O_2)] =$$

$$= \left(1\ \text{mol SO}_3 \cdot \frac{0{,}257\ \text{kJ}}{\text{K mol SO}_3}\right) - \left(1\ \text{mol SO}_2 \cdot \frac{0{,}248\ \text{kJ}}{\text{K mol SO}_2}\right) - \left(½\ \text{mol O}_2 \cdot \frac{0{,}205\ \text{kJ}}{\text{K mol O}_2}\right)$$

Se obtiene, $\Delta S° = -0{,}0935\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}$

Cuando se alcanza el equilibrio la reacción se encuentra favorecida en ambos sentidos. En ese instante se cumple que $\Delta G° = 0$:

$$T = \frac{\Delta H°}{\Delta S°} = \frac{-98{,}90\ \text{kJ mol}^{-1}}{-0{,}0935\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}} = 1.058\ \text{K}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.90. A presión constante, la formación del $H_2O(g)$ a partir de H_2 y O_2 es un proceso espontáneo a la temperatura de 298 K. De acuerdo con esta información se puede entonces afirmar que:
a) La reacción es endotérmica.
b) El agua nunca se podrá descomponer aumentando la temperatura.
c) El proceso es espontáneo porque tiene una energía de activación baja.
d) Esta reacción podría utilizarse como fuente de energía no contaminante.

(O.Q.L. Murcia 2016)

La ecuación química correspondiente a la formación del $H_2O(g)$ es:

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(g)$$

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Para que una reacción sea espontánea solo a bajas temperaturas es necesario que cumpla las siguientes condiciones:

- $\Delta H < 0$, se desprenda calor (proceso exotérmico)
- $\Delta S < 0$, que disminuya el desorden, ya que hay más moles de gas en reactivos que en productos

solo así se cumple que $|\Delta H| > |T\Delta S|$, entonces, $\Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

Se puede considerar esta reacción como fuente de energía no contaminante, ya que se trata de un proceso exotérmico y de que se forma $H_2O(g)$.

La respuesta correcta es la **d**.

2.91. Del proceso representado por la siguiente ecuación termoquímica:

$$C_2H_4(g) + H_2(g) \rightarrow C_2H_6(g) \qquad \Delta H° = -137{,}0\ \text{kJ mol}^{-1}$$

puede decirse que:
a) Solo será espontáneo a temperaturas suficientemente bajas.
b) Solo será espontáneo a temperaturas suficientemente elevadas.
c) Será espontáneo a cualquier temperatura.
d) No será espontáneo a ninguna temperatura.

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Se trata de un proceso que transcurre con:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S < 0$, (disminuye el desorden) ya que se pasa de más a menos moles de gas

Cuando la temperatura es lo suficientemente baja, se cumple que $|\Delta H| > |T\Delta S|$, entonces, $\Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

La respuesta correcta es la **a**.

2.92. Se ha sugerido que el hidrógeno será el combustible del futuro. Una forma de almacenamiento sería convertirlo en un compuesto que, al calentarse, se descompusiera liberando hidrógeno. Uno de esos compuestos es el hidruro de calcio, que se descompone produciendo calcio sólido e hidrógeno gas. ¿Qué temperatura mínima será necesaria para que se produzca H_2 de forma espontánea, a presión constante de 1 atm?

Sustancia	$\Delta S°$ (J mol^{-1} K^{-1})	$\Delta H°$ (kJ mol^{-1})
$CaH_2(s)$	10,08	–45,29
$Ca(s)$	9,900	
$H_2(s)$	31,20	

Suponga que la entalpía y la entropía de reacción no varían con la temperatura.
a) A ninguna, siempre será endotérmica.
b) 4.036 K
c) 1,46 K
d) 1.460 K

(O.Q.L. La Rioja 2016)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción propuesta es:

$$CaH_2(s) \rightarrow Ca(s) + H_2(g)$$

La variación de entropía correspondiente a un proceso se calcula mediante la expresión:

$$\Delta S° = \Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos}) =$$

$$= \left(1 \text{ mol } H_2 \cdot \frac{31{,}20 \text{ J}}{\text{K mol } H_2}\right) + \left(1 \text{ mol Ca} \cdot \frac{9{,}900 \text{ J}}{\text{K mol Ca}}\right) - \left(1 \text{ mol } CaH_2 \cdot \frac{10{,}08 \text{ J}}{\text{K mol } CaH_2}\right) = 31{,}02 \text{ J K}^{-1}$$

La variación de entalpía correspondiente a un proceso se calcula mediante la expresión:

$$\Delta H° = \Sigma\, \nu_p\, \Delta H°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, \Delta H°(\text{reactivos}) =$$

$$= \left(-1 \text{ mol } CaH_2 \cdot \frac{-45{,}29 \text{ kJ}}{\text{mol } CaH_2}\right) = 45{,}29 \text{ kJ}$$

La ecuación que relaciona $\Delta H°$ y $\Delta S°$ y permite calcular la temperatura de equilibrio es:

$$\Delta G° = \Delta H° - T\Delta S°$$

En el equilibrio se cumple que $\Delta G = 0$:

$$T = \frac{\Delta H°}{\Delta S°} = \frac{-45{,}29 \text{ kJ}}{31{,}02 \text{ J K}^{-1}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 1.460 \text{ K}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.93. En la reacción:

$$2\, OCl_2(g) \rightarrow 2\, Cl_2(g) + O_2(g) \qquad \Delta H = -161{,}0 \text{ kJ}$$

Se supone que es:
a) Espontánea a cualquier temperatura.
b) Espontánea a temperatura baja, pero no espontánea a alta temperatura.
c) No espontánea a cualquier temperatura.
d) Espontánea solo a temperatura altas.

(O.Q.L. Jaén 2016)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Se trata de un proceso exotérmico, $\Delta H° < 0$, en el que aumenta desorden, $\Delta S° > 0$, (existe más gas en los productos que los reactivos), por tanto, a cualquier temperatura se tiene que, $\Delta G < 0$, por lo que el proceso es espontáneo.

La respuesta correcta es la **a**.

2.94. Con referencia a las siguientes afirmaciones:

I. Algunas reacciones exotérmicas son espontáneas.

II. En algunas reacciones, la variación de entalpía coincide con la variación de energía interna.

III. La variación de entropía de una reacción espontánea puede ser negativa.

IV. La variación de la energía de Gibbs para una reacción química puede ser positiva o negativa pero nunca cero.

Son ciertas:

a) I y II

b) I y III

c) I, II y III

d) Todas

(O.Q.L. Asturias 2017)

I) **Verdadero**. El criterio de espontaneidad de un proceso se discute de acuerdo con el valor de ΔG. Este se calcula mediante la expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0 \quad \rightarrow \quad \text{proceso espontáneo}$$

Si $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$, entonces el valor de ΔG depende de cuál de los términos $|\Delta H|$ o $|T\Delta S|$ sea mayor, es decir, depende de cuál sea el valor de T. Si la temperatura es baja, $|\Delta H| > |T\Delta S|$ y entonces, $\Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

II) **Verdadero**. La relación entre ΔH y ΔU viene dada por la expresión:

$$\Delta U = \Delta H - \Delta n\, RT \qquad \Delta n = \text{moles de gas en productos} - \text{moles de gas en reactivos}$$

Para que se cumpla que $\Delta U = \Delta H$ es preciso que $\Delta n = 0$.

III. **Verdadero**. Se trata del mismo caso que el apartado I.

IV. Falso. Cuando el proceso esté en equilibrio termodinámico se cumple que $\Delta G = 0$.

La respuesta correcta es la **c**.

2.95. Para la reacción:

$$C_2H_5OH(l) + O_2(g) \rightarrow CH_3COOH(l) + H_2O(l)$$

a 25,0 °C se dispone de los datos recogidos en la tabla adjunta:

Sustancia	$C_2H_5OH(l)$	$O_2(g)$	$CH_3COOH(l)$	$H_2O(l)$
$\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1})	–277,6	—	–484,5	–285,8
$S°$ (J mol^{-1} K^{-1})	160,7	205,1	159,8	70,0

Calcule $\Delta G°$ e indique si es espontánea a dicha temperatura.

a) –479,2 kJ mol^{-1}, espontánea

b) –452,2 kJ mol^{-1}, espontánea

c) 506,2 kJ mol^{-1}, no espontánea

d) 452,2 kJ mol^{-1}, no espontánea

(O.Q.L. La Rioja 2017)

La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta H° = \Sigma\, \nu_p\, \Delta_f H°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, \Delta_f H°(\text{reactivos}) =$$

$$= \Delta_f H°(CH_3COOH) + \Delta_f H°(H_2O) - \Delta_f H°(C_2H_5OH) =$$

$$= \left(1\text{ mol } CH_3COOH \cdot \frac{-484{,}5\text{ kJ}}{1\text{ mol } CH_3COOH}\right) + \left(1\text{ mol } H_2O \cdot \frac{-285{,}8\text{ kJ}}{1\text{ mol } H_2O}\right) -$$

$$-\left(1\ \text{mol C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot \frac{-277{,}6\ \text{kJ}}{1\ \text{mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}\right) = -492{,}7\ \text{kJ mol}^{-1}$$

No se tiene en cuenta la entalpía de formación del $O_2(g)$ ya que, por convenio, el valor es cero.

La variación de entropía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta S° = \Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos}) =$$

$$= [S°(\text{CH}_3\text{COOH}) + S°(\text{H}_2\text{O})] - [S°(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) + S°(\text{O}_2)] =$$

$$= \left(1\ \text{mol CH}_3\text{COOH} \cdot \frac{159{,}8\ \text{J}}{\text{K mol CH}_3\text{COOH}}\right) + \left(1\ \text{mol H}_2\text{O} \cdot \frac{70{,}0\ \text{J}}{\text{K mol H}_2\text{O}}\right) -$$

$$-\left(1\ \text{mol C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot \frac{160{,}7\ \text{J}}{\text{K mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}\right) - \left(1\ \text{mol O}_2\, \frac{205{,}1\ \text{J}}{\text{K mol O}_2}\right) = -136{,}0\ \text{J mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}$$

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

El valor de $\Delta G°$ a 25,0 °C es:

$$\Delta G° = (-492{,}7\ \text{kJ mol}^{-1}) - \left[(25{,}0 + 273{,}15)\ \text{K} \cdot (-136{,}0\ \text{J mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot \frac{1\ \text{kJ}}{10^3\ \text{J}}\right] = -452{,}2\ \text{kJ mol}^{-1}$$

Como $\Delta G° < 0$, se trata de una reacción espontánea a 25,0 °C.

La respuesta correcta es la **b**.

2.96. En la batería de un teléfono móvil para obtener energía eléctrica se produce una reacción electroquímica que tiene como efecto secundario el desprendimiento de calor. Según esto, se puede afirmar:
a) Esta reacción tiene un $\Delta H > 0$.
b) Esta reacción tiene un $\Delta G < 0$.
c) El calentamiento sirve para disminuir la velocidad de la reacción.
d) Se puede estar tranquilo, la termodinámica asegura que la batería nunca va a explotar.

(O.Q.L. Murcia 2017)

Si se obtiene energía mediante una reacción electroquímica, quiere decir se trata de un proceso espontáneo, por tanto, $\Delta G < 0$.

La respuesta correcta es la **b**.

2.97. Una reacción química será siempre espontánea si es:
a) Endotérmica y con aumento de desorden.
b) Endotérmica y con disminución de desorden.
c) Exotérmica y con aumento de desorden.
d) Exotérmica y con aumento de orden.

(O.Q.L. Murcia 2017)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Una reacción química que se caracteriza por ser:

- Exotérmica ($\Delta H < 0$)
- Con aumento de desorden ($\Delta S > 0$)

tiene un valor de $\Delta G < 0$, ya que siempre se cumple que $|\Delta H| > |T\Delta S|$ y el proceso es espontáneo para cualquier valor de T.

La respuesta correcta es la **c**.

2.98. ¿Cuál de las siguientes respuestas es la correcta para un proceso espontáneo en un sistema a temperatura y presión constantes?

I. $\Delta_{\text{sistema}} S + \Delta_{\text{entorno}} S > 0$

II. $\Delta_{\text{sistema}} G < 0$

a) I
b) II
c) I y II
d) Ninguna

(O.Q.N. Salamanca 2018)

I. **Correcto**. De acuerdo con la segunda ley de la termodinámica en un proceso espontáneo se cumple que:

$$\Delta_{\text{total}} S = \Delta_{\text{sistema}} S + \Delta_{\text{entorno}} S > 0$$

II. **Correcto**. En cualquier proceso espontáneo para el valor de energía de Gibbs se cumple que:

$$\Delta_{\text{sistema}} G < 0$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.99. Determine la temperatura a partir de la cual es espontánea la reacción:

$CO_2(g) + C(s) \rightarrow 2\ CO(g)$

Las entalpías de formación estándar $\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1}) del CO(g) y del CO_2(g) son, respectivamente, –110,54 y –393,50. Las entropías absolutas estándar $S°$ (J mol^{-1} K^{-1}) del CO(g), CO_2(g) y C(s) son, respectivamente, 157,97; 213,63 y 5,73.

a) 1 K
b) 981 K
c) 1.298 K
d) 1.609 K

(O.Q.N. Salamanca 2018) (O.Q.L. Galicia 2019)

▪ En primer lugar, debe determinarse la variación de entalpía asociada al proceso que puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta H° = \Sigma\, \nu_p\, \Delta_f H°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, \Delta_f H°(\text{reactivos}) =$$

$$= 2\, \Delta_f H°(CO) - \Delta_f H°(CO_2) =$$

$$= \left(2 \text{ mol CO} \cdot \frac{-110{,}54 \text{ kJ}}{\text{mol CO}}\right) - \left(1 \text{ mol } CO_2 \cdot \frac{-393{,}50 \text{ kJ}}{\text{mol } CO_2}\right) = 172{,}42 \text{ kJ}$$

▪ Seguidamente, se debe determinar la variación de entropía de la reacción que puede calcularse a partir de las entropías molares de los reactivos y productos:

$$\Delta S° = \Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos}) =$$

$$= 2\, S°(CO) - [S°(CO_2) + S°(C)] =$$

$$= \left(2 \text{ mol CO} \cdot \frac{197{,}57 \text{ J}}{\text{K mol CO}}\right) - \left(1 \text{ mol } CO_2 \cdot \frac{213{,}63 \text{ J}}{\text{K mol } CO_2}\right) - \left(1 \text{ mol C} \cdot \frac{5{,}73 \text{ J}}{\text{K mol C}}\right) = 175{,}8 \text{ J K}^{-1}$$

▪ La variación de energía de Gibbs de una reacción se puede calcular por medio de la expresión:

$$\Delta G° = \Delta H° - T\Delta S°$$

Considerando que $\Delta H°$ y $\Delta S°$ son independientes de la temperatura, cuando se alcanza el equilibrio se cumple que $\Delta G° = 0$, lo que permite calcular la temperatura a la que se alcanza este:

$$T = \frac{\Delta H°}{\Delta S°} = \frac{172{,}42 \text{ kJ}}{175{,}8 \text{ J K}^{-1}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 981 \text{ K}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.100. La siguiente reacción:

$$2\,X(g) + Y(g) \rightarrow Z(g) + W(g)$$

se conoce que es espontánea hasta los 500 °C, y que $\Delta H° = -17{,}30$ kJ. Suponiendo que $\Delta H°$ y $\Delta S°$ no varían con la temperatura, ¿cuál es el cambio de energía de Gibbs de la reacción, $\Delta G°$, a 50,0 °C?

a) 22,4 J
b) −22,38 kJ
c) −10,07 kJ
d) −12,43 kJ

(O.Q.L. Galicia 2018)

La espontaneidad de un proceso viene determinada por su valor de $\Delta G°$, que se calcula por medio de la expresión:

$$\Delta G° = \Delta H° - T\Delta S°$$

Cuando se alcanza el equilibrio a 500 °C se cumple que $\Delta G = 0$, lo que permite calcular la variación de entropía de la reacción:

$$\Delta S° = \frac{-17{,}30\ \text{kJ mol}^{-1}}{(500 + 273{,}15)\ \text{K}} = -22{,}38 \cdot 10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}$$

Considerando que los valores de $\Delta H°$ y $\Delta S°$ permanecen constantes con la temperatura, el valor de $\Delta G°$ a 50,0 °C es:

$$\Delta G° = -17{,}30\ \text{kJ mol}^{-1} - [(50{,}0 + 273{,}15)\ \text{K} \cdot (-22{,}38 \cdot 10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}] = -10{,}07\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.101. Una de las reacciones que contribuye a la lluvia ácida es la que tiene lugar al reaccionar, en la atmósfera, el trióxido de azufre con el agua de acuerdo con la reacción:

$$SO_3(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2SO_4(aq) \qquad \Delta H° = -226{,}1\ \text{kJ}$$

¿Qué temperaturas son las más favorables para la formación del ácido sulfúrico?

a) Temperaturas elevadas.
b) Bajas temperaturas.
c) Es espontánea a cualquier temperatura.
d) Nunca será espontánea.

(O.Q.L. Valencia 2018)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Se trata de un proceso que transcurre con:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S < 0$, disminuye el desorden

Cuando la temperatura es lo suficientemente baja, se cumple que $|\Delta H| > |T\Delta S|$, entonces, $\Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

La respuesta correcta es la **b**.

2.102. Sobre termoquímica, es cierto qué:

a) Un proceso endotérmico puede ser espontáneo.
b) Las reacciones endotérmicas pueden pasar a exotérmicas con un catalizador.
c) Las reacciones endotérmicas pueden pasar a exotérmicas al aumentar la temperatura.
d) La combustión de la gasolina es un proceso endotérmico.

(O.Q.L. Murcia 2018) (O.Q.L. Murcia 2021)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

a) **Verdadero**. Una reacción química que se caracterice por ser:

- Endotérmica ($\Delta H > 0$)
- Con aumento de desorden ($\Delta S > 0$)

es espontánea ($\Delta G < 0$) para valores de T elevados, tiene un valor de, siempre que ya que entonces se cumple que $|\Delta H| < |T\Delta S|$.

b-c) Falso. Que un proceso sea exotérmico o endotérmico no depende de la presencia de un catalizador ni de la temperatura.

d) Falso. Las combustiones son procesos muy exotérmicos.

La respuesta correcta es la **a**.

2.103. Los tres óxidos de nitrógeno más importantes (N_2O, NO y NO_2) constituyen un grupo fascinante de compuestos por sus propiedades fisicoquímicas, aplicaciones prácticas y efectos medioambientales. A la vista de la tabla de datos termodinámicos:

T = 298 K	$\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1})	$\Delta_f G°$ (kJ mol^{-1})	$S°$ (J mol^{-1} K^{-1})
N_2O	82	104	220
NO	91	88	211
NO_2	33	51	240

seleccione cuál de los siguientes enunciados es falso en relación con los tres óxidos de nitrógeno.
a) La descomposición de los tres compuestos para dar N_2 y O_2 espontánea a 298 K.
b) Si se utiliza N_2O como comburente en un cohete, aportará más oxígeno que el aire.
c) La oxidación de NO a NO_2, paso clave en la fabricación de ácido nítrico está favorecida termodinámicamente a baja temperatura.
d) Las tres moléculas tienen geometría lineal.

(O.Q.N. Santander 2019)

a) Verdadero. La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Si la energía de Gibbs de formación de las tres sustancias es, $\Delta_f G° > 0$, para el proceso opuesto, la descomposición, se cumple que, $\Delta_r G° < 0$, por tanto, estas tres reacciones son espontáneas.

b) Verdadero. El porcentaje de oxígeno en el N_2O es:

$$\frac{1 \text{ mol O}}{1 \text{ mol } N_2O} \cdot \frac{16{,}0 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2O}{44{,}0 \text{ g } N_2O} \cdot 100 = 36{,}3 \text{ \% O}$$

Este valor es superior al 23,1 % que es porcentaje de oxígeno en el aire.

c) Verdadero. La ecuación química correspondiente a la oxidación del NO a NO_2 es:

$$NO(g) + ½\, O_2(g) \rightarrow NO_2(g)$$

La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta H° = \Sigma\, \nu_p\, \Delta_f H°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, \Delta_f H°(\text{reactivos}) =$$

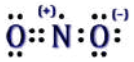
$$= \Delta_f H°(NO_2) - \Delta_f H°(NO) = \left(1 \text{ mol } NO_2 \cdot \frac{33 \text{ kJ}}{\text{mol } NO_2}\right) - \left(1 \text{ mol NO} \cdot \frac{91 \text{ kJ}}{\text{mol NO}}\right) = -58 \text{ kJ mol}^{-1}$$

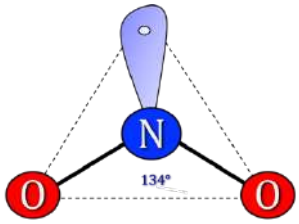
Se trata de un proceso que transcurre con:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S < 0$, (disminuye el desorden) ya que se pasa de más a menos moles de gas.

Cuando la temperatura es lo suficientemente baja, se cumple que $|\Delta H| < |T\Delta S|$, entonces, $\Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

d) **Falso**. 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.

La respuesta correcta es la **d**.

2.104. La reacción:

$$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g) \qquad \Delta H > 0$$

a) Es espontánea a temperatura ambiente.
b) Es espontánea a cualquier temperatura.
c) Es espontánea a temperaturas bajas.
c) Es espontánea a temperaturas altas.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2019)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Se trata de un proceso que transcurre con:

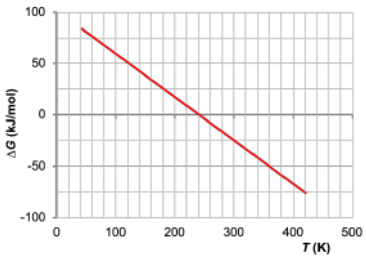
- $\Delta H > 0$, se absorbe calor (endotérmico)
- $\Delta S > 0$, (aumenta el desorden) ya que se pasa de menos a más moles de gas.

Cuando la temperatura es lo suficientemente alta, se cumple que $|\Delta H| < |T\Delta S|$, entonces, $\Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

La respuesta correcta es la **d**.

2.105. La siguiente gráfica muestra la dependencia de ΔG con la temperatura para una determinada reacción. ¿Qué puede deducirse de la misma sobre los valores de ΔH y ΔS de la reacción?

a) $\Delta H > 0$ $\Delta S > 0$
b) $\Delta H > 0$ $\Delta S < 0$
c) $\Delta H < 0$ $\Delta S < 0$
d) $\Delta H < 0$ $\Delta S > 0$



(O.Q.L. Valencia 2019) (O.Q.L. Murcia 2021)

La ecuación que relaciona las funciones termodinámicas ΔG, ΔH y ΔS es:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

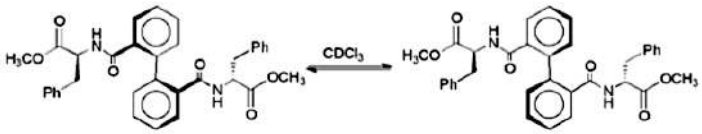
Si representan gráficamente los valores de ΔG frente a T se obtiene una línea recta cuya pendiente proporciona el valor de ΔS y de cuya ordenada en el origen se obtiene el valor de ΔH.

De la gráfica adjunta se deduce que:

- la pendiente es negativa, por tanto, $\Delta S > 0$
- la ordenada en el origen es positiva, $\Delta H > 0$

La respuesta correcta es la **a**.

2.106. Usando resonancia magnética nuclear de protón (RMN-^{1}H), investigadores del IQOG-CSIC han estudiado el equilibrio conformacional mostrado en la siguiente imagen:



Se obtuvieron los siguientes parámetros termodinámicos de activación:

ΔH = 48,31 kJ mol^{-1}, ΔS = –72,20 J mol^{-1} K^{-1}.

Con estos datos, calcule la energía de Gibbs (activación) de la reacción a 20 °C:

a) –69,7 kJ mol^{-1}
b) 69,7 kJ mol^{-1}
c) 27,16 kJ mol^{-1}
d) 46,51 kJ mol^{-1}

(O.Q.L. Madrid 2019)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

El valor de $\Delta G°$ a 20 °C es:

$$\Delta G° = (48{,}31 \text{ kJ mol}^{-1}) - \left[(20{,}0 + 273{,}15) \text{ K} \cdot (-72{,}20 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}}\right] = 69{,}48 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Como $\Delta G° > 0$, se trata de una reacción no espontánea a 20 °C.

La respuesta correcta es la **b**.

2.107. Una reacción química presenta $\Delta H°$ = –60,0 kJ y $\Delta S°$ = –0,20 kJ K^{-1}, por lo que será espontánea:

a) A cualquier temperatura.
b) A temperaturas inferiores a 300 K.
c) A la temperatura de 300 K.
d) A temperaturas superiores a 300 K.

(O.Q.L. Murcia 2019)

La ecuación que relaciona $\Delta H°$ y $\Delta S°$ y permite calcular la temperatura de equilibrio es:

$$\Delta G° = \Delta H° - T\Delta S°$$

En el equilibrio se cumple que $\Delta G = 0$:

$$T = \frac{\Delta H°}{\Delta S°} = \frac{-60{,}0 \text{ kJ}}{-0{,}20 \text{ kJ K}^{-1}} = 300 \text{ K}$$

La reacción se hace espontánea para $T < 300$ K, ya que, $|\Delta H| < |T\Delta S| \rightarrow \Delta G < 0$.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2005 y otras).

2.108. Una reacción endotérmica que ocurre con una disminución de entropía del sistema:

a) No es espontánea para temperaturas inferiores a la temperatura de equilibrio.
b) No es espontánea a ninguna temperatura.
c) Es espontánea a cualquier temperatura.
d) Es espontánea para temperaturas inferiores a la temperatura de equilibrio.

(O.Q.L. Asturias 2019)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Si $\Delta H > 0$ y $\Delta S < 0$, se cumple que a cualquier temperatura $\Delta G > 0$ y la reacción es no espontánea.

La respuesta correcta es la **b**.

2.109. Señale la afirmación falsa:
Dada la reacción: $H_2(g) \rightarrow 2\ H(g)$ $\Delta H = 432{,}2$ kJ, se puede afirmar que:
a) El valor positivo de ΔH indica que la reacción es endotérmica.
b) En iguales condiciones de reacción, el hidrógeno atómico debe ser mejor combustible que el hidrógeno molecular.
c) La entropía aumenta.
d) La reacción será siempre espontánea derecha a izquierda.

(O.Q.L. Asturias 2019)

a) Verdadero. En los procesos endotérmicos se cumple que $\Delta H > 0$.

b) Verdadero. Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a la combustión del $H_2(g)$ y $H(g)$ son:

$$H_2(g) + ½\ O_2(g) \rightarrow H_2O(l) \qquad (1)$$
$$2\ H(g) + ½\ O_2(g) \rightarrow H_2O(l) \qquad (2)$$

La variación de entalpía asociada a cada proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta H° = \Sigma\ \nu_p\ \Delta_f H°(\text{productos}) - \Sigma\ \nu_r\ \Delta_f H°(\text{reactivos})$$

Sustituyendo:

$$\Delta_1 H° = \Delta_f H°(H_2O) - [\Delta_f H°(H_2) + ½\ \Delta_f H°(O_2)]$$
$$\Delta_2 H° = \Delta_f H°(H_2O) - [2\ \Delta_f H°(H) + ½\ \Delta_f H°(O_2)]$$

Teniendo en cuenta que las entalpías de formación que aparecen en ambas reacciones son:

$$\Delta_f H°(H_2O) < 0;\ \Delta_f H°(O_2) = \Delta_f H°(H_2) = 0;\ \Delta_f H°(H) > 0$$

Se cumple que:

$$|\Delta_2 H°| > |\Delta_1 H°|$$

Por tanto, el $H(g)$ es mejor combustible que el $H_2(g)$.

c) Verdadero. Como en esta reacción existe mayor cantidad de moles de sustancias gaseosas en los productos que en los reactivos, se produce un aumento de entropía.

d) **Falso**. La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Se trata de un proceso que transcurre con:

- $\Delta H > 0$, se absorbe calor (endotérmico)
- $\Delta S > 0$, (aumenta el desorden) ya que se pasa de menos a más moles de gas.

Solo cuando la temperatura es lo suficientemente alta, se cumple que $|\Delta H| < |T\Delta S|$, entonces, $\Delta G < 0$ y la reacción (sentido de derecha a izquierda) es espontánea.

La respuesta correcta es la **d**.

2.110. La condición de espontaneidad de un proceso a temperatura y presión constantes es que:
a) Aumente la entalpía ($\Delta H > 0$).
b) Disminuya la entropía ($\Delta S < 0$).
c) Aumente la entropía ($\Delta S > 0$).
d) Disminuya la energía de Gibbs ($\Delta G < 0$).

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2020)

La espontaneidad de un proceso a temperatura y presión constantes viene determinada por su valor de ΔG, que para un proceso espontáneo $\rightarrow \Delta G < 0$.

La respuesta correcta es la **d**.

2.111. Considere una reacción química con $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$. A una cierta temperatura la reacción es espontánea. Si se desea aumentar su velocidad:
a) Se debe disminuir la temperatura para que ΔG se haga más negativo.
b) No se debe usar catalizadores para no alterar ΔG.
c) Si se puede, se debe hacer que los reactivos estén en fase gas.
d) Como ΔH es negativa la reacción va a ser en cualquier caso rapidísima.

(O.Q.L. Murcia 2020)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Se trata de un proceso que transcurre con:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S < 0$, (disminuye el desorden) ya que se pasa de más a menos moles de gas.

Cuando la temperatura es lo suficientemente baja, se cumple que $|\Delta H| > |T\Delta S|$, entonces, $\Delta G < 0$ y la reacción es espontánea y aumenta la velocidad con la que los reactivos se transforman en productos.

La respuesta correcta es la **a**.

2.112. En 1958 se patentó el pegamento de secado rápido. El químico americano Harry Croover descubrió que el cianoacrilato polimeriza en presencia de agua. Esta rápida reacción entre monómeros que se unen para dar un polímero debe:
a) Tener una $\Delta G < 0$.
b) Tener $\Delta S > 0$.
c) Tener una energía de activación baja.
d) Obedecer la regla de Polybinder.

(O.Q.L. Murcia 2020)

Como se trata de una reacción rápida esta debe ser espontánea, por tanto, se debe cumplir que $\Delta G < 0$.

La respuesta correcta es la **a**.

2.113. Para cierto proceso se tienen los siguientes valores: $\Delta H° = -240{,}0$ kJ y $\Delta S° = -110{,}0$ J K^{-1}. Indique:
a) Es espontánea a cualquier temperatura.
b) No es espontánea a cualquiera temperatura.
c) Es espontánea a temperaturas inferiores a 2.181,8 K.
d) Es espontánea a temperaturas superiores a 2.181,8 K.

(O.Q.L. Asturias 2020)

La ecuación que relaciona $\Delta H°$ y $\Delta S°$ y permite calcular la temperatura de equilibrio es:

$$\Delta G° = \Delta H° - T\Delta S°$$

En el equilibrio se cumple que $\Delta G = 0$:

$$T = \frac{\Delta H°}{\Delta S°} = \frac{-240{,}0\ \text{kJ}}{-110{,}0\ \text{J K}^{-1}} \cdot \frac{10^3\ \text{J}}{1\ \text{kJ}} = 2.182\ \text{K}$$

La reacción se hace espontánea para $T < 2.182$ K, ya que, $|\Delta H| > |T\Delta S| \rightarrow \Delta G < 0$.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2005 y otras).

2.114. Las reacciones químicas son siempre espontáneas si:
a) Son endotérmicas y presentan una variación de entropía negativa.
b) Son endotérmicas y presentan una variación de entropía positiva.
c) Son exotérmicas y presentan una variación de entropía positiva.
d) Son exotérmicas y presentan una variación de entropía negativa.

(O.Q.L. Asturias 2020)

La espontaneidad de una reacción la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Se trata de una reacción que transcurre con:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmica)
- $\Delta S > 0$, aumenta el desorden

Se cumple que $|\Delta H| > |T\Delta S|$, entonces, $\Delta G° < 0$ y la reacción es espontánea a cualquier temperatura.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2017 y otras).

2.115. ¿Cuál de las siguientes reacciones es espontánea solo a altas temperaturas?

a) $I_2(s) \rightarrow I_2(g)$	$\Delta H° = 62{,}24$ kJ
b) $2\ NH_4NO_3(s) \rightarrow 2\ N_2(g) + 4\ H_2O(g) + O_2(g)$	$\Delta H° = -225{,}5$ kJ
c) $4\ Fe(s) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ Fe_2O_3(s)$	$\Delta H° = -1648{,}4$ kJ
d) $2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(l)$	$\Delta H° = -571{,}6$ kJ

(O.Q.L. Valencia 2020)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Para que una reacción sea espontánea solo a altas temperaturas es preciso que:

- $\Delta H > 0$, se absorbe calor (endotérmico)
- $\Delta S > 0$, (aumenta el desorden)

entonces se cumple que $|\Delta H| < |T\Delta S|$, entonces, $\Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

La única reacción que cumple esa condición es la del apartado a):

$$I_2(s) \rightarrow I_2(g) \qquad \Delta_r H° = 62{,}24\ \text{kJ mol}^{-1}$$

que corresponde a un proceso endotérmico en el que aumenta el desorden, ya que, se pasa de sólido a gas.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Alicante 2013, Valencia 2013 y otras).

2.116. Sea la ecuación termoquímica:

$$2\ C(s) + 2\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) \qquad \Delta H° = -787\ kJ$$

Indique cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera:
a) Al formarse 44,0 g de CO_2 en esas condiciones se desprenden 393,5 kJ.
b) Hay un aumento de entropía en el sistema.
c) Dado que $\Delta H° < 0$, la formación de dióxido de carbono es un proceso espontáneo.
d) La reacción de formación del CO_2 será muy rápida.

(O.Q.L. Extremadura 2021)

a) **Verdadero**. Relacionando cantidad de sustancia y entalpía:

$$44{,}0\ g\ CO_2 \cdot \frac{1\ mol\ CO_2}{44{,}0\ g\ CO_2} \cdot \frac{-787\ kJ}{2\ mol\ CO_2} = -394\ kJ$$

b) **Verdadero**. La variación de entropía correspondiente a un proceso se calcula mediante la expresión:

$$\Delta S° = \Sigma\ \nu_p\ S°_{(productos)} - \Sigma\ \nu_r\ S°_{(reactivos)}$$

Consultando la bibliografía se obtienen las siguientes entropías molares:

$$S°_{(C,\ grafito)} = 5{,}73\ J\ mol^{-1}\ K^{-1}$$

$$S°\ (O_2) = 205{,}2\ J\ mol^{-1}\ K^{-1}$$

$$S°\ (CO_2) = 213{,}8\ J\ mol^{-1}\ K^{-1}$$

Aplicado a la reacción propuesta:

$$\Delta S° = 2\ S°\ (CO_2) - 2\ S°\ (C) - 2\ S°\ (O_2) =$$

$$= 2\cdot(213{,}8\ J\ mol^{-1}\ K^{-1}) - 2\cdot(5{,}73\ J\ mol^{-1}\ K^{-1}) - 2\cdot(205{,}2\ J\ mol^{-1}\ K^{-1}) = 5{,}74\ J\ mol^{-1}\ K^{-1}$$

En esta reacción se produce un ligero aumento de la entropía.

c) **Verdadero**. La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Se trata de un proceso que transcurre con:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S > 0$, (aumenta el desorden)

Se trata de una reacción que es espontánea a cualquier temperatura.

d) Falso. No se puede conocer la rapidez de la reacción sin disponer de datos cinéticos.

Las respuestas correctas son **a**, **b** y **c**.

2.117. ¿Cuáles son los signos para ΔH y ΔS para la siguiente reacción?

$$2\ C(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ CO(g)$$

a) ΔH negativo y ΔS negativo
b) ΔH negativo y ΔS positivo
c) ΔH positivo y ΔS positivo
d) ΔH positivo y ΔS negativo

(O.Q.L. Castilla y León 2021)

Se trata de una reacción de combustión que transcurre con:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S > 0$, (aumenta el desorden), hay más moles de gas en los productos que en los reactivos.

La respuesta correcta es la **b**.

2.118. La reacción: $N_2O_4(g) \leftrightarrows 2\ NO_2(g)$ es endotérmica y tiene una $K_p = 8{,}80$ a 25 °C. Calcule $\Delta G°$ a esa temperatura:
a) 0,45 kJ mol^{-1}
b) –5.338,10 kJ mol^{-1}
c) –5,39 kJ mol^{-1}
d) 5.338,10 kJ mol^{-1}

(O.Q.L. Valencia 2021)

La expresión que relaciona $\Delta G°$ y la constante de equilibrio K_p es:

$$\Delta G° = -RT \ln K_p = -2{,}30\ RT \log K_p$$

El valor de $\Delta G°$ a 25 °C es:

$$\Delta G° = -\ (8{,}314 \cdot 10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot [(25{,}0 + 273{,}15)\ \text{K}] \cdot \ln\ (8{,}80) = -5{,}39\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.119. Para el proceso de mezcla de dos gases ideales, ¿cuál de las siguientes expresiones no es esperable?
a) $\Delta G > 0$
b) $\Delta S > 0$
c) $\Delta H = 0$
d) $pV = nRT$

(O.Q.N. Madrid 2021)

Al mezclarse dos gases ideales se cumple:

- $\Delta G < 0$, proceso espontáneo
- $\Delta S > 0$, aumenta el desorden
- $\Delta H = 0$, no se intercambia calor
- la ecuación de estado, $pV = nRT$

La respuesta correcta es la **a**.

3. ENERGÍA DE GIBBS Y CONSTANTE DE EQUILIBRIO

3.1. Para la reacción:

$Hg(l) \leftrightarrows Hg(g)$ K_p (100 °C) = 0,00036 atm

El valor de $\Delta G°$ a esa temperatura es:

a) –(8,314)·(100)·(2,30)·log (0,00036)
b) +(8,314)·(373)·(2,30)·log (0,00036)
c) +(8,314)·(100)·(2,30)·log (0,00036)
d) –(8,314)·(373)·(2,30)·log (0,00036)
e) 24,59 kJ mol^{-1}
f) –24,59 kJ mol^{-1}
g) 242,5 kJ mol^{-1}
h) –242,5 kJ mol^{-1}
i) 0

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Madrid 2012)

La expresión que relaciona $\Delta G°$ y la constante de equilibrio K_p es:

$$\Delta G° = -RT \ln K_p = -2{,}30\ RT \log K_p$$

La expresión de $\Delta G°$ a 100 °C es:

$$\Delta G° = -2{,}30\cdot(8{,}314)\cdot(373)\cdot\log(0{,}00036)$$

El valor de $\Delta G°$ a 100 °C es:

$$\Delta G° = -(8{,}314\cdot10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot[(100 + 273{,}15)\ \text{K}]\cdot\ln(0{,}00036) = 24{,}59\ \text{kJ mol}^{-1}$$

Las respuestas correctas son **d** y **e**.

(En la cuestión propuesta en Murcia 2006 y Madrid 2012 se pregunta el valor numérico de la constante).

3.2. Para la siguiente reacción:

$CaCO_3(s) \leftrightarrows Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$ $K = 2{,}80\cdot10^{-9}$ a 25 °C.

Calcule $\Delta G°$ a esta temperatura.

a) –48,7 kJ mol^{-1}
b) 48,7 kJ mol^{-1}
c) 69,9 kJ mol^{-1}
d) –21,2 kJ mol^{-1}
e) 21,2 kJ mol^{-1}

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. La Rioja 2013)

La expresión que relaciona $\Delta G°$ y la constante de equilibrio K es:

$$\Delta G° = -RT \ln K$$

El valor de $\Delta G°$ a 25 °C es:

$$\Delta G° = -(8{,}31\cdot10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(25 + 273{,}15)\ \text{K}\cdot\ln(2{,}80\cdot10^{-9}) = 48{,}7\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.3. La energía de Gibbs de formación del NO(g) es 86,69 kJ mol^{-1} a 25,0 °C y 1 atm. Calcule la constante de equilibrio de la reacción:

$N_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ NO(g)$

a) $1{,}57\cdot10^{-31}$
b) $1{,}07\cdot10^{30}$
c) $2{,}47\cdot10^{30}$
d) $7{,}24\cdot10^{-31}$
e) $4{,}06\cdot10^{-31}$

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Sevilla 2000) (O.Q.L. Asturias 2008)

La ecuación termoquímica correspondiente a la formación de NO(g) es:

$$\frac{1}{2}\,N_2(g) + \frac{1}{2}\,O_2(g) \leftrightarrows NO(g) \qquad \Delta G° = 86{,}69\ \text{kJ mol}^{-1}$$

Como en la reacción propuesta se forman 2 mol de NO, el valor de $\Delta G°$ será el doble, 173,4 kJ.

La expresión que relaciona K_p con $\Delta G°$ es:

$$K_p = \exp\left(\frac{-\Delta G°}{RT}\right)$$

El valor de K_p a 25 °C es:

$$K_p = \exp\left(-\frac{173{,}4\ \text{kJ mol}^{-1}}{(8{,}31\cdot10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(25{,}0+273{,}15)\ \text{K}}\right) = 4{,}03\cdot10^{-31}$$

Como se deduce del valor de la constante, a temperatura ambiente se forma muy poco NO(g).

La respuesta correcta es la **e**.

3.4. Para una reacción entre gases ideales del tipo:

$$2\ A \leftrightarrows B + C \qquad \Delta G° = 20\ \text{kcal, a 25 °C.}$$

Si se parte solo de A, a 25 °C y 1 atm, en ausencia de B y C:
a) La reacción se produce hasta que $\Delta G° = 0$, en cuyo caso $K_p = 1$.
b) La reacción no se produce espontáneamente.
c) Por ser gases ideales, el equilibrio no depende de la temperatura.
d) La constante de equilibrio no depende de la temperatura.
e) La reacción directa es siempre espontánea en todas las condiciones.
f) Ninguna es correcta.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Sevilla 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2012) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012) (O.Q.L. Cantabria 2015) (O.Q.L. Cantabria 2017)

a) Falso. Teniendo en cuenta que $\Delta G° > 0$, de acuerdo con el criterio de espontaneidad, la reacción no tiene lugar de forma espontánea. No obstante, de acuerdo con la relación existente entre $\Delta G°$ y K_p:

$$\Delta G° = -RT \ln K_p$$

sí que es cierto que cuando $\Delta G° = 0$ el valor de $K_p = 1$.

b) **Verdadero**. Teniendo en cuenta que $\Delta G° > 0$, de acuerdo con el criterio de espontaneidad, la reacción no tiene lugar de forma espontánea.

c-d) Falso. De acuerdo con la ley del equilibrio químico, la constante de equilibrio de una reacción solo cambia con la temperatura. El hecho de que sean gases ideales quiere decir que se les puede aplicar la ecuación de estado de los gases ideales.

e) Falso. La propuesta es absurda.

La respuesta correcta es la **b**.

3.5. Para una determinada reacción química entre sustancias gaseosas se sabe que $K_p = 100$. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?
a) $\Delta G° = 0$, puesto que el sistema se encuentra en equilibrio.
b) $\Delta G° < 0$
c) $\Delta G° > 0$
d) No es posible hacer ninguna afirmación relativa a $\Delta G°$.

(O.Q.L. Murcia 1997)

La expresión que relaciona $\Delta G°$ y la constante de equilibrio K_p es:

$$\Delta G° = -RT \ln K_p$$

Como el $\ln K_p > 0$ y los valores de R y T son siempre positivos, se obtiene que $\Delta G° < 0$. Se trata de un proceso espontáneo a esa temperatura.

La respuesta correcta es la **b**.

3.6. Para la reacción:

$$2\ CuBr_2(s) \leftrightarrows 2\ CuBr(s) + Br_2(g)$$

la presión del $Br_2(g)$ en el equilibrio es $1{,}90 \cdot 10^{-6}$ kPa a 298 K. Calcule ΔG a 298 K cuando la presión del $Br_2(g)$ producido en la reacción es $1{,}00 \cdot 10^{-7}$ kPa.

a) 39,9 kJ mol^{-1}
b) 44,1 kJ mol^{-1}
c) −3,2 kJ mol^{-1}
d) −7,3 kJ mol^{-1}
e) 0

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Madrid 2013)

La expresión que relaciona $\Delta G°$ y la constante de equilibrio K_p es:

$$\Delta G° = -RT \ln K_p$$

Al tratarse de un equilibrio heterogéneo la expresión de K_p es:

$$K_p = p_{Br_2}$$

Teniendo en cuenta que la presión de referencia es 1 bar (100 kPa), el valor de K_p es:

$$K_p = 1{,}90 \cdot 10^{-6}\ \text{kPa} \cdot \frac{1\ \text{bar}}{100\ \text{kPa}} = 1{,}90 \cdot 10^{-8}\ \text{bar}$$

El valor de $\Delta G°$ a 298 K es:

$$\Delta G° = -(8{,}31 \cdot 10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 298\ \text{K} \cdot \ln (1{,}90 \cdot 10^{-8}) = 44{,}0\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La expresión que permite calcular ΔG es:

$$\Delta G = \Delta G° + RT \ln Q_p$$

El valor de Q_p es:

$$Q_p = 1{,}00 \cdot 10^{-7}\ \text{kPa} \cdot \frac{1\ \text{bar}}{100\ \text{kPa}} = 1{,}00 \cdot 10^{-9}\ \text{bar}$$

El valor de ΔG a 298 K es:

$$\Delta G = 44{,}0\ \text{kJ mol}^{-1} + [(8{,}31 \cdot 10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 298\ \text{K} \cdot \ln (1{,}00 \cdot 10^{-9})] = -7{,}31\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.7. Para la reacción:

$$2\ CuBr_2(s) \leftrightarrows 2\ CuBr(s) + Br_2(g)$$

la presión del $Br_2(g)$ en el equilibrio es $1{,}90 \cdot 10^{-6}$ kPa a 298 K. Calcule ΔG a 298 K cuando la presión del $Br_2(g)$ producido en la reacción es $1{,}90 \cdot 10^{-6}$ kPa.

a) 39,9 kJ mol^{-1}
b) 44,1 kJ mol^{-1}
c) −3,2 kJ mol^{-1}
d) −7,3 kJ mol^{-1}
e) 0

(O.Q.N. Almería 1999)

La expresión que relaciona $\Delta G°$ y la constante de equilibrio K_p es:

$$\Delta G° = -RT \ln K_p$$

Al tratarse de un equilibrio heterogéneo la expresión de K_p es:

$$K_p = p_{Br_2}$$

Como la presión de trabajo coincide con la presión de equilibrio, el sistema se encuentra en equilibrio ($\Delta G = 0$).

Teniendo en cuenta que la presión de referencia es 1 bar (100 kPa), el valor de K_p es:

$$K_p = 1{,}90 \cdot 10^{-6}\ \text{kPa} \cdot \frac{1\ \text{bar}}{100\ \text{kPa}} = 1{,}90 \cdot 10^{-8}\ \text{bar}$$

La expresión que permite calcular ΔG es:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln K_p = 0$$

El valor de ΔG° a 298 K es:

$$\Delta G^\circ = (-8{,}31 \cdot 10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 298\ \text{K} \cdot \ln (1{,}90 \cdot 10^{-8}) = 44{,}0\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Burgos 1998).

3.8. Para la reacción química 1 se sabe que $\Delta G^\circ = 0$; para la reacción química 2 se sabe que $\Delta G^\circ < 0$; para la reacción química 3 se sabe que $\Delta G^\circ > 0$. Llamando K_1, K_2 y K_3, respectivamente, a las correspondientes constantes termodinámicas de equilibrio. ¿Cuál de las siguientes ordenaciones es correcta?

a) $K_1 > K_2 > K_3$
b) $K_2 > K_1 > K_3$
c) $K_3 > K_2 > K_1$
d) $K_3 > K_1 > K_2$
e) $K_1 = K_2 = K_3$

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

La expresión que relaciona ΔG° y la constante de equilibrio K_p es:

$$K_p = \exp\left(\frac{-\Delta G^\circ}{RT}\right)$$

▪ Para la reacción 1:

$$\Delta_1 G^\circ = 0 \quad \rightarrow \quad K_1 = \exp\left(\frac{-\Delta_1 G^\circ}{RT}\right) = 0 \quad \rightarrow \quad K_1 = 1$$

▪ Para la reacción 2:

$$\Delta_2 G^\circ < 0 \quad \rightarrow \quad K_2 = \exp\left(\frac{-\Delta_2 G^\circ}{RT}\right) > 0 \quad \rightarrow \quad K_2 > 1$$

▪ Para la reacción 3:

$$\Delta_3 G^\circ > 0 \quad \rightarrow \quad K_3 = \exp\left(\frac{-\Delta_3 G^\circ}{RT}\right) < 0 \quad \rightarrow \quad 0 < K_3 < 1$$

Por tanto, el orden correcto de las constantes de equilibrio es:

$$K_2 > K_1 > K_3$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.9. El equilibrio dinámico implica:

a) Una tendencia solo hacia la entalpía mínima.
b) Una tendencia solo hacia el desorden molecular o entropía máxima.
c) Un reajuste entre las tendencias hacia la entalpía mínima y la entropía máxima.
d) Un reajuste entre las tendencias hacia un máximo de calor y mínimo trabajo.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

Un sistema alcanza el equilibrio cuando $\Delta G = 0$. Si se tiene en cuenta que:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

el equilibrio dinámico implica que las especies del equilibrio no tengan tendencia a convertirse unas en otras. Para ello se necesita un reajuste en el sistema que haga que ΔH tienda al mínimo, mientras que ΔS tienda al máximo y así perder capacidad de desordenarse.

La respuesta correcta es la **c**.

3.10. En un recipiente cerrado, a volumen constante y alta temperatura, se produce de forma espontánea la siguiente reacción entre gases:

$$4\ NH_3(g) + 5\ O_2(g) \leftrightarrows 4\ NO(g) + 6\ H_2O(g)$$

Como consecuencia de ello se hacen las siguientes afirmaciones:

1) Se produce un aumento de la densidad del sistema.
2) Se produce un aumento de la presión en el sistema.
3) Se produce un aumento de la entropía del sistema.
4) Se produce una disminución de la energía libre del sistema.

Señale si alguna de las proposiciones siguientes es errónea:

a) 2 y 3
b) 2 y 4
c) 3
d) 1

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Galicia 2016)

1) **Errónea**. La masa y el volumen permanecen constantes, por tanto, la densidad también lo es.

2) Correcta. Como se produce un aumento en la cantidad de los productos gaseosos formados, se produce un aumento de presión en el sistema.

3) Correcta. Como se produce un aumento en la cantidad de los productos gaseosos formados, se produce un aumento de la entropía en el sistema.

4) Correcta. Al alcanzarse el equilibrio, se produce una disminución de la energía de Gibbs de los productos y de los reactivos hasta que $\Delta G = 0$.

La respuesta correcta es la **d**.

3.11. Las energías de Gibbs estándar de formación (kcal mol^{-1}) del $NO_2(g)$ y de $N_2O_4(g)$ son, 12,39 y 23,59; respectivamente. Calcule el valor de K_p a 25 °C para el equilibrio:

$$N_2O_4(g) \leftrightarrows 2\ NO_2(g)$$

a) 7,459
b) 0,134
c) 1,2·10^{-3}
d) 2,25
e) 2,3·10^{2}

(O.Q.N. Córdoba 2007)

La variación de energía de Gibbs asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta G° = \Sigma\ \nu_p\ \Delta_f G°(\text{productos}) - \Sigma\ \nu_r\ \Delta_f G°(\text{reactivos})$$

Aplicado a la reacción propuesta:

$$\Delta G° = \left(2\ \text{mol NO}_2 \cdot \frac{12{,}39\ \text{kcal}}{\text{mol NO}_2}\right) - \left(1\ \text{mol N}_2\text{O}_4 \cdot \frac{23{,}59\ \text{kcal}}{\text{mol N}_2\text{O}_4}\right) = 1{,}190\ \text{kcal} \cdot \frac{4{,}18\ \text{kJ}}{1\ \text{kcal}} = 4{,}97\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La expresión que relaciona la constante de equilibrio K_p con $\Delta G°$ es:

$$K_p = \exp\left(\frac{-\Delta G°}{RT}\right)$$

El valor de la constante de equilibrio a 25 °C es:

$$K_p = \exp\left(-\frac{4{,}97\ \text{kJ mol}^{-1}}{(8{,}31\cdot10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(25+273{,}15)\ \text{K}}\right) = 0{,}134$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.12. Para la reacción A + B ⇆ 2 C, la constante de equilibrio a cierta temperatura es 1.000. Esto significa que $\Delta G°$:
a) Es negativa a esa temperatura.
b) Tiene un valor positivo y elevado, a esa temperatura.
c) Es negativa si la temperatura es baja, pero positiva a temperaturas elevadas.
d) Es cero.
e) Es positiva, como $\Delta H°$ y $\Delta S°$.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

La expresión que permite calcular $\Delta G°$ es:

$$\Delta G° = -RT \ln K$$

Como $RT \ln K > 0$, a esa temperatura, el valor de $\Delta G°$ es negativo.

La respuesta correcta es la **a**.

3.13. Sabiendo que la energía de Gibbs estándar de formación, $\Delta_f G°$, del HI(g) es 1,70 kJ mol^{-1}, la constante de equilibrio para la disociación del HI(g) en sus elementos a 298 K será:
a) 0,205
b) 0,502
c) 0,686
d) 1,99

(O.Q.L. Madrid 2008)

La expresión que relaciona la constante de equilibrio K_p con $\Delta G°$ es:

$$K_p = \exp\left(\frac{-\Delta G°}{RT}\right)$$

El valor de la constante de equilibrio es:

$$K_p = \exp\left(-\frac{1{,}70\ \text{kJ mol}^{-1}}{(8{,}31\cdot10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot 298\ \text{K}}\right) = 0{,}503$$

Obtenido el valor de K_p de la reacción de formación del HI(g), el valor de la constante para la reacción de disociación del HI(g) será el inverso:

$$K' = \frac{1}{K_p} = \frac{1}{0{,}503} = 1{,}99$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.14. Si $\Delta G°$ para una reacción a 25,0 °C es 30,5 kJ mol^{-1}, ¿cuál es el valor de K?
a) $2{,}2\cdot10^5$
b) 1,1
c) 0,86
d) $4{,}5\cdot10^{-6}$

(O.Q.L. La Rioja 2009)

La expresión que relaciona la constante de equilibrio K con $\Delta G°$ es:

$$K = \exp\left(\frac{-\Delta G°}{RT}\right)$$

El valor de la constante de equilibrio a 25,0 °C es:

$$K = \exp\left(-\frac{30{,}5\ \text{kJ mol}^{-1}}{(8{,}31\cdot10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(25{,}0+273{,}15)\ \text{K}}\right) = 4{,}51\cdot10^{-6}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.15. Para la reacción de descomposición del 2-propanol:
$(CH_3)_2CHOH(g) \leftrightarrows (CH_3)_2CO(g) + H_2(g)$ $K_p = 0{,}444$ a 452 K
¿Cuál es el valor de $\Delta G°$?
a) 0
b) $3{,}05\cdot10^3$ J mol^{-1}
c) 3,05 J mol^{-1}
d) $1{,}32\cdot10^3$ J mol^{-1}
e) 1,32 J mol^{-1}

(O.Q.N. El Escorial 2012)

La expresión que relaciona $\Delta G°$ y la constante de equilibrio K_p es:

$$\Delta G° = -RT \ln K_p$$

El valor de $\Delta G°$ a 452 K es:

$$\Delta G° = -(8{,}31\ \text{J mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(452\ \text{K})\cdot(\ln 0{,}444) = 3{,}05\cdot10^3\ \text{J mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.16. El valor de $\Delta G°$ a la temperatura de 25 °C para una reacción es igual a –8,5 kJ mol^{-1}. ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio a esa temperatura?
a) $3{,}1\cdot10^2$
b) $3{,}1\cdot10^{-2}$
c) 3,1
d) 31

(O.Q.L. Castilla y León 2012)

La expresión que relaciona la constante de equilibrio K_p con $\Delta G°$ es:

$$K_p = \exp\left(\frac{-\Delta G°}{RT}\right)$$

El valor de la constante de equilibrio a 25,0 °C es:

$$K_p = \exp\left(-\frac{-8{,}5\ \text{kJ mol}^{-1}}{(8{,}31\cdot10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(25+273{,}15)\ \text{K}}\right) = 31$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.17. Una disolución 0,500 M de ácido butírico (butanoico) a 25 °C tiene un pH de 2,55. Calcule $\Delta G°$ de la disociación del ácido butírico en agua.
a) 27,5 kJ mol^{-1}
b) –27,5 kJ mol^{-1}
c) 11,9 kJ mol^{-1}
d) –11,9 kJ mol^{-1}

(O.Q.L. Madrid 2013)

El ácido butírico (butanoico) es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$HC_4H_7O_2(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows C_4H_7O_2^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[C_4H_7O_2^-]\,[H_3O^+]}{[HC_4H_7O_2]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[C_4H_7O_2^-] = [H_3O^+] \qquad \text{y} \qquad [HC_4H_7O_2] = c - x \approx c$$

El valor de $[H_3O^+]$ para una disolución con pH = 2,55 es:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,55} = 2,82\cdot10^{-3}\ \text{M}$$

El valor de K_a es:

$$K_a = \frac{(2,82\cdot10^{-3})^2}{0,500} = 1,59\cdot10^{-5}$$

La expresión que relaciona $\Delta G°$ con la constante de equilibrio es:

$$\Delta G° = -RT \ln K$$

El valor de $\Delta G°$ a 25 °C es:

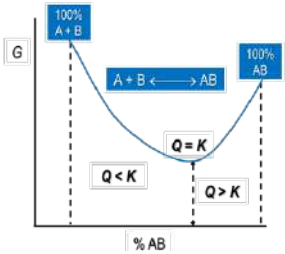
$$\Delta G° = -(8,31\cdot10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(25+273)\ \text{K}\cdot\ln(1,59\cdot10^{-5}) = 27,4\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.18. Para que una reacción química pueda llamarse "equilibrio químico", ha de cumplir que:
a) Aparezca una doble flecha separando los reactivos de los productos.
b) El valor de $\Delta G < 0$.
c) Aparezca como dato la constante de equilibrio.
d) El valor de $\Delta G = 0$.

(O.Q.L. Asturias 2013)

En un sistema se alcanza el equilibrio cuando el valor de la energía de Gibbs alcanza el valor mínimo, tanto para los reactivos como para los productos.



Se cumple que, $\Delta G = \Delta G° + RT \ln K = 0$.

La respuesta correcta es la **d**.

3.19. Para una reacción química en equilibrio:
a) La reacción química molecular se detiene.
b) En el equilibrio, la variación de energía de Gibbs de la reacción es cero.
c) En el equilibrio, la energía de Gibbs estándar es cero.
d) La constante de equilibrio es mayor si la reacción hubiese comenzado con una mayor presión de los reactivos.
e) Si se hace que la reacción transcurra a mayor velocidad, se puede incrementar la cantidad de los productos en el equilibrio.
f) Una reacción en equilibrio no se ve afectada por el aumento de las concentraciones de los productos.
g) Si se comienza con mayores concentraciones de reactivos, las concentraciones de los productos serán mayores.

(O.Q.N. Oviedo 2014) (O.Q.L. Jaén 2016)

a) Falso. En el equilibrio se igualan las velocidades en cada sentido y parece que la reacción se detiene.

b) **Verdadero**. Cuando en una reacción química se alcanza el equilibrio, se igualan las energías de Gibbs de reactivos y productos:

$$\Sigma\, \nu_{\mathrm{p}}\, \Delta_{\mathrm{f}}G\,(\text{productos}) = \Sigma\, \nu_{\mathrm{r}}\, \Delta_{\mathrm{f}}G\,(\text{reactivos}) \qquad \rightarrow \qquad \Delta G = 0$$

c) Falso. Según se ha justificado en apartado anterior.

d) Falso. El valor de la constante de equilibrio no depende de la presión inicial de los reactivos, solo depende de la temperatura.

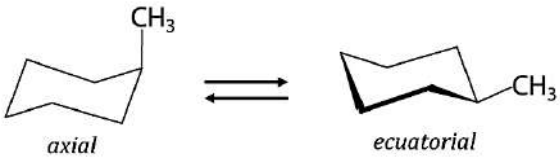
e) Falso. Si la reacción transcurre a mayor velocidad, se alcanza antes el equilibrio, pero las cantidades de sustancias en él no varían.

f) Falso. Si una reacción se encuentra en equilibrio y se aumenta la concentración de los productos, el equilibrio se desplaza hacia la formación de los reactivos.

g) **Verdadero**. Si aumentan las concentraciones iniciales de los reactivos deben aumentar las concentraciones de los productos formados para que se mantenga el valor de la constante de equilibrio.

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

3.20. La conformación axial del metilciclohexano es 7,52 kJ mol^{-1}, menos estable que la conformación ecuatorial.



Suponiendo que esta diferencia de energía entre ambas conformaciones es aproximadamente igual al valor de la energía de Gibbs estándar, la constante de equilibrio entre los dos isómeros conformacionales a 25,0 °C es:

a) 4,8·10^{-2}
b) 0,1
c) 1
d) 21
e) 5,5·10^{15}

(O.Q.N. Oviedo 2014)

La expresión que relaciona la constante de equilibrio K con $\Delta G°$ es:

$$K = \exp\left(\frac{-\Delta G°}{RT}\right)$$

El valor de constante de equilibrio a 25,0 °C es:

$$K = \exp\left(-\frac{-7{,}52\ \text{kJ mol}^{-1}}{(8{,}31\cdot10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(25{,}0+273{,}15)\ \text{K}}\right) = 20{,}8$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.21. Determine la constante de equilibrio a 298 K para la disolución del $Mg(OH)_2$ en disolución ácida:
$Mg(OH)_2(s) + 2\ H^+(aq) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + 2\ H_2O(l)$

a) 5,50·10^{16}
b) 3,55·10^{38}
c) 1,81·10^{-17}
d) 49,8
e) 1,039

(Datos. Energías de Gibbs estándar de formación, $\Delta_f G°$ (kJ mol^{-1}): $Mg^{2+}(aq) = -454{,}8$; $H_2O(l) = -237{,}1$; $Mg(OH)_2(s) = -833{,}5$).

(O.Q.N. Madrid 2015)

La expresión que relaciona $\Delta G°$ y la constante de equilibrio, K, es:

$$\Delta G° = -RT \ln K$$

De acuerdo con el concepto de energía de Gibbs de reacción:

$$\Delta G° = \Sigma\, \nu_p\, \Delta_f G°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, \Delta_f G°(\text{reactivos})$$

Considerando que el valor de $\Delta_f G^o_{(H^+)}$ es 0, el valor de $\Delta G°$ es:

$$\Delta G° = 2\, \Delta_f G^o_{(H_2O)} + \Delta_f G^o_{(Mg^{2+})} - \Delta_f G^o_{(Mg(OH)_2)} =$$

$$= \left(2 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{-237{,}1 \text{ kJ}}{\text{mol } H_2O}\right) + \left(1 \text{ mol } Mg^{2+} \cdot \frac{-454{,}8 \text{ kJ}}{\text{mol } Mg^{2+}}\right) - \left(1 \text{ mol } Mg(OH)_2 \cdot \frac{-833{,}5 \text{ kJ}}{\text{mol } Mg(OH)_2}\right)$$

Se obtiene, $\Delta G° = -95{,}50 \text{ kJ mol}^{-1}$.

El valor de la constante de equilibrio a 298 K es:

$$\ln K = -\frac{-95{,}50 \text{ kJ mol}^{-1}}{(8{,}31 \cdot 10^{-3} \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 298 \text{ K}} = 38{,}5 \quad \rightarrow \quad K = 5{,}50 \cdot 10^{16}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.22. Considere la reacción:

$PCl_5(g) \leftrightarrows PCl_3(g) + Cl_2(g)$

Sabiendo que $\Delta_r G° = -212$ J mol^{-1} a 250 °C, ¿cuál es el valor de K_c (constante de equilibrio utilizando concentraciones)?

a) 1,05
b) 1,11
c) 0,95
d) $2{,}4 \cdot 10^{-4}$
e) $5{,}1 \cdot 10^{-4}$

(O.Q.L. Madrid 2015)

La expresión que relaciona la constante de equilibrio K con $\Delta G°$ es:

$$K = \exp\left(\frac{-\Delta G°}{RT}\right)$$

El valor de la constante de equilibrio a 250 °C es:

$$K = \exp\left(-\frac{-212 \text{ J mol}^{-1}}{(8{,}31 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (250 + 273{,}15) \text{ K}}\right) = 1{,}05$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2012 y Oviedo 2014).

3.23. Si $\Delta G°= 0$ para una reacción a una temperatura determinada, debe ser cierto que a esa temperatura:

a) $K= 0$
b) $K= 1$
c) $\Delta H°= 0$
d) $\Delta S°= 0$

(O.Q.L. Jaén 2016)

La expresión que relaciona $\Delta G°$ y la constante de equilibrio K es:

$$\Delta G° = -RT \ln K$$

Si el valor de la energía de Gibbs es, $\Delta G°= 0$:

$$K = 1$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.24. A 298 K, la disociación del tetraóxido de dinitrógeno:

$$N_2O_4(g) \leftrightarrows 2\ NO_2(g)$$

presenta un incremento de energía de Gibbs de 5,652 kJ mol^{-1}. El valor de la constante de equilibrio es:
a) 0,102
b) 2,28
c) 0,998
d) 0,794
e) 0,231

(O.Q.L. País Vasco 2016)

La expresión que relaciona K_p con $\Delta G°$ es:

$$K_p = \exp\left(\frac{-\Delta G°}{RT}\right)$$

El valor de K_p a 298 K es:

$$K_p = \exp\left(-\frac{5{,}652\ \text{kJ mol}^{-1}}{(8{,}31\cdot10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot 298\ \text{K}}\right) = 0{,}102$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.25. El ácido etanoico o acético, CH_3COOH, en fase vapor está parcialmente dimerizado (dímero: molécula compuesta por dos unidades similares o monómeros enlazados). A una presión total de 0,200 atm y 298 K, el ácido etanoico está un 92,0 % dimerizado. ¿Cuál es la energía de Gibbs del proceso?
a) –13,0 kJ mol^{-1}
b) –12,3 kJ mol^{-1}
c) –9,5 kJ mol^{-1}
d) –0,6 kJ mol^{-1}
(Nota. Suponga comportamiento ideal de las moléculas de CH_3COOH y de las del dímero).

(O.Q.N. El Escorial 2017)

El equilibrio correspondiente a la dimerización del CH_3COOH es:

$$2\ CH_3COOH(g) \leftrightarrows (CH_3COOH)_2(g)$$

La tabla de moles correspondiente al equilibrio en función del número de moles iniciales y del grado de dimerización es:

	CH_3COOH	$(CH_3COOH)_2$
n_{inicial}	n	—
$n_{\text{transformado}}$	$n\alpha$	—
n_{formado}	—	½ $n\alpha$
$n_{\text{equilibrio}}$	$n - n\alpha$	½ $n\alpha$
n_{total}	$(n - n\alpha) + ½\ n\alpha = n(1 - ½\alpha)$	

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{p_{(CH_3COOH)_2}}{(p_{CH_3COOH})^2}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801) la expresión de K_p queda como:

$$K_p = \frac{p\cdot y_{(CH_3COOH)_2}}{(p\cdot y_{CH_3COOH})^2} = \frac{1}{p}\cdot\frac{\dfrac{n\alpha/2}{n(1-\alpha/2)}}{\left(\dfrac{n(1-\alpha)}{n(1-\alpha/2)}\right)^2} = \frac{\alpha\ (1-\alpha/2)}{2p\ (1-\alpha)^2}$$

El valor de la constante K_p a 298 K es:

$$K_p = \frac{0{,}920 \cdot \left(1 - \frac{0{,}920}{2}\right)}{0{,}200 \cdot (1 - 0{,}920)^2} = 194$$

La expresión que relaciona $\Delta G°$ y la constante de equilibrio K_p es:

$$\Delta G° = -RT \ln K_p$$

El valor de la energía de Gibbs a 298 K es:

$$\Delta G° = -(8{,}31 \cdot 10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (298\ \text{K}) \cdot \ln(194) = -13{,}0\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.26. La constante del producto de solubilidad K_s del $Al(OH)_3$ es $2{,}00 \cdot 10^{-31}$ a 298 K. ¿Cuál es el valor de $\Delta G°$ a esa temperatura para la precipitación de $Al(OH)_3$ según la siguiente reacción?

$Al^{3+}(aq) + 3\ OH^-(aq) \leftrightarrows Al(OH)_3(s)$

a) -175 kJ mol^{-1}
b) $-14{,}7$ kJ mol^{-1}
c) $-70{,}6$ kJ mol^{-1}
d) 175 kJ mol^{-1}

(O.Q.L. Madrid 2017) (O.Q.L. Madrid 2020)

La constante de equilibrio de la reacción de precipitación es:

$$K = \frac{1}{K_s} = \frac{1}{2{,}00 \cdot 10^{-31}} = 5{,}00 \cdot 10^{30}$$

La expresión que relaciona $\Delta G°$ y la constante de equilibrio K es:

$$\Delta G° = -RT \ln K$$

El valor de $\Delta G°$ a 298 K es:

$$\Delta G° = -(8{,}31 \cdot 10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (298\ \text{K}) \cdot \ln\left(5{,}00 \cdot 10^{30}\right) = -175\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2012).

3.27. La descomposición térmica de cloruro de amonio se escribe:

$NH_4Cl(s) \leftrightarrows NH_3(g) + HCl(g)$

Utilizando los datos siguientes termodinámicos, calcule la constante de equilibrio a 25 °C y la presión parcial de HCl(g), en bares, en equilibrio alcanzado partiendo de una muestra de 1 g de $NH_4Cl(s)$ en un contenedor de 1 L a 25 °C.

a) $2{,}57 \cdot 10^{-20}$ y $1{,}6 \cdot 10^{-10}$
b) $9{,}87 \cdot 10^{15}$ y $1{,}0 \cdot 10^{8}$
c) 0,96 y 0,98
d) $1{,}01 \cdot 10^{-16}$ y $1{,}0 \cdot 10^{-8}$
(Datos. $\Delta_f G°$ (kJ mol^{-1}): $NH_4Cl(s) = -202{,}9$; $NH_3(g) = -16{,}4$; $HCl(g) = -95{,}3$).

(O.Q.L. La Rioja 2020)

La variación de energía de Gibbs asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta G° = \Sigma\, \nu_p\, \Delta_f G°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, \Delta_f G°(\text{reactivos})$$

Sustituyendo:

$$\Delta G° = \Delta_f G°(HCl) + \Delta_f G°(NH_3) - \Delta_f G°(NH_4Cl) =$$

$$= \left(1\ \text{mol HCl} \cdot \frac{-95{,}3\ \text{kJ}}{\text{mol HCl}}\right) + \left(1\ \text{mol NH}_3 \cdot \frac{-16{,}4\ \text{kJ}}{\text{mol NH}_3}\right) - \left(1\ \text{mol NH}_4\text{Cl} \cdot \frac{-202{,}9\ \text{kJ}}{\text{mol NH}_4\text{Cl}}\right) = 91{,}2\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La expresión que relaciona K_p con $\Delta G°$ es:

$$K_p = \exp\left(\frac{-\Delta G^\circ}{RT}\right)$$

El valor de K_p a 25 °C es:

$$K_p = \exp\left(-\frac{91{,}2 \text{ kJ mol}^{-1}}{(8{,}31\cdot10^{-3} \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1})\cdot(25{,}0+273{,}15)\text{ K}}\right) = 1{,}03\cdot10^{-16}$$

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = (p_{NH_3})\,(p_{HCl})$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción:

$$p_{NH_3} = p_{HCl} = p$$

Sustituyendo en la expresión de K_p:

$$K_p = p^2$$

El valor de la presión parcial de cada especie gaseosa es:

$$p = \sqrt{K_p} = \sqrt{1{,}03\cdot10^{-16}} = 1{,}02\cdot10^{-8} \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.28. La constante termodinámica a 20 °C vale K= 0320. Por tanto, ¿cuál de las siguientes proposiciones referidas a dicho equilibrio es correcta?
a) ΔG= 1,69 kJ, cuando el cociente de reacción vale 0,640.
b) ΔG= –2,78 kJ.
c) En condiciones estándar la formación de productos es espontánea.
d) Si el cociente inicial de reacción es 1 el sistema no evoluciona ni hacia reactivos ni hacia productos.

(O.Q.N. Madrid 2021)

La expresión que relaciona ΔG° y la constante de equilibrio K es:

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K$$

El valor de ΔG° a 20 °C es:

$$\Delta G^\circ = -(8{,}31\cdot10^{-3} \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1})\cdot(20+273{,}15)\text{ K}\cdot\ln 0{,}320 = 2{,}78 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Como se cumple que $\Delta G^\circ > 0$, se trata de proceso no espontáneo.

La expresión que permite calcular ΔG cuando $Q = 0{,}640$ es:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

El valor de ΔG a 20 °C es:

$$\Delta G = 2{,}78 \text{ kJ mol}^{-1} + [(8{,}31\cdot10^{-3} \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1})\cdot(20+273{,}15)\text{ K}\cdot\ln 0{,}640] = 1{,}69 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4. DEPENDENCIA DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO DE LA TEMPERATURA. ECUACIÓN DE VAN'T HOFF

4.1. Para una determinada reacción en equilibrio se sabe que K_p a 300 K vale 1,0 y que K_p a 600 K vale 2,0; por tanto, se puede afirmar que:
a) K_p a 450 K vale 1,5.
b) K_p aumenta al aumentar la presión.
c) La reacción es endotérmica.
d) El aumento de la presión del sistema favorece la formación de productos.
e) La presión es una variable que no influye sobre la constante de equilibrio del sistema.
f) La reacción es exotérmica.
g) K_p es superior a K_c.
h) K_p es inferior a K_c.

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Valencia 2015) (O.Q.L. Valencia 2017) (O.Q.L. Murcia 2017)

La ecuación de van't Hoff (1884) relaciona la dependencia de la constante K_p con la temperatura:

$$\ln\frac{K_{p_2}}{K_{p_1}} = \frac{\Delta H^\circ}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

a) Falso. Como se deduce de la ecuación, relación entre T y K_p no es lineal.

b-d) Falso. No se puede conocer cómo afectan las variaciones de presión al equilibrio sin saber de qué equilibrio se trata, es decir, sin conocer el número de moléculas de gas en reactivos y productos.

c) **Verdadero**. El valor de ΔH° es:

$$\ln\left(\frac{2{,}0}{1{,}0}\right) = \frac{\Delta H^\circ}{R}\cdot\left(\frac{1}{300} - \frac{1}{600}\right) \quad \rightarrow \quad \Delta H^\circ > 0 \quad \rightarrow \quad \text{proceso endotérmico}$$

e) Falso. Los únicos equilibrios que no se ven afectados por las variaciones de presión son aquellos en los que existe el mismo número de moléculas de gas en reactivos y productos ($\Delta\nu = 0$).

f) Falso. Según se ha demostrado en el apartado c.

g-h) Falso. No se puede establecer la relación entre las constantes de equilibrio sin saber de qué equilibrio se trata, es decir, sin conocer el número de moléculas de gas en reactivos y productos.

La respuesta correcta es la **c**.

4.2. Para la reacción:

$$CO(g) + 2\,H_2(g) \leftrightarrows CH_3OH(g) \qquad K_p = 91{,}4 \text{ a } 350 \text{ K y } K_p = 2{,}05\cdot10^{-4} \text{ a } 298 \text{ K.}$$

¿Cuál es el valor de ΔH°?
a) 49,9 kJ mol^{-1}
b) 2,08·10^3 kJ mol^{-1}
c) 3,74·10^{-2} kJ mol^{-1}
d) 217 kJ mol^{-1}
e) 446 kJ mol^{-1}

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.N. Sevilla 2010)

La ecuación de van't Hoff (1884) relaciona la dependencia de la constante K_p con la temperatura:

$$\ln\frac{K_{p_2}}{K_{p_1}} = \frac{\Delta H^\circ}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

El valor de ΔH° es:

$$\ln\left(\frac{91{,}4}{2{,}05\cdot10^{-4}}\right) = \frac{\Delta H^\circ}{8{,}31\cdot10^{-3}\text{ kJ mol}^{-1}\text{ K}^{-1}}\cdot\left(\frac{1}{298\text{ K}} - \frac{1}{350\text{ K}}\right) \quad \rightarrow \quad \Delta H^\circ = 217\text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.3. Calcule la temperatura a la que la constante de equilibrio para una reacción es $1{,}04\cdot10^3$ y los valores de $\Delta H° = -83{,}2$ kJ mol^{-1} y $\Delta S° = -246$ J mol^{-1} K^{-1}.
a) 0,274 K
b) 307 K
c) 0,307 K
d) 274 K
e) No puede determinarse sin $\Delta G°$.

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2013)

La relación entre los valores de $\Delta G°$ y $\Delta H°$ de un proceso viene dada por la expresión:

$$\Delta G° = \Delta H° - T\Delta S°$$

Por otra parte, en el equilibrio se cumple que:

$$\Delta G° = -RT \ln K$$

Combinando ambas expresiones se obtiene que:

$$T = \frac{\Delta H°}{\Delta S° - R \ln K}$$

El valor de la temperatura de equilibrio es:

$$T = \frac{-83{,}2 \text{ kJ mol}^{-1}}{(-246 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) - [(8{,}31\cdot10^{-3} \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot \ln (1{,}04\cdot10^3)]} = 274 \text{ K}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.4. El hierro se obtiene por reducción del óxido de hierro(III) mineral con carbón, que es oxidado a dióxido de carbono. Determine, haciendo uso de los datos termodinámicos, a partir de qué temperatura puede producirse el proceso si la presión parcial del dióxido de carbono es 1,00 atm.
a) No puede determinarse sin conocer la entalpía del C y del Fe.
b) 1.200 K
c) 2.400 K
d) 818 K
e) 298 K
(Datos. $\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1}): Fe_2O_3 = –821; CO_2 = –393.
$S°$ (J mol^{-1} K^{-1}) = Fe_2O_3 = 88,8; CO_2 = 217,4; C = 5,72; Fe = 27,12).

(O.Q.N. Castellón 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la obtención de Fe a partir de Fe_2O_3 es:

$$2\ Fe_2O_3(s) + 3\ C(s) \rightarrow 4\ Fe(s) + 3\ CO_2(g)$$

La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta H° = \Sigma\, \nu_p\, \Delta_f H°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, \Delta_f H°(\text{reactivos}) =$$

$$= 3\ \Delta_f H°(CO_2) - 2\ \Delta_f H°(Fe_2O_3) =$$

$$= \left(3 \text{ mol } CO_2 \cdot \frac{-393 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } CO_2}\right) - \left(2 \text{ mol } Fe_2O_3 \cdot \frac{-821 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } Fe_2O_3}\right) = 463 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La variación de entropía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta S° = \Sigma\, \nu_p\, S°(\text{productos}) - \Sigma\, \nu_r\, S°(\text{reactivos}) =$$

$$= [3\ S°(CO_2) + 4\ S°(Fe)] - [2\ S°(Fe_2O_3) + 3\ S°(C)] =$$

$$= \left(3 \text{ mol } CO_2 \cdot \frac{217{,}4 \text{ J}}{\text{mol K}}\right) + \left(4 \text{ mol Fe} \cdot \frac{27{,}12 \text{ J}}{\text{mol K}}\right) - \left(2 \text{ mol } Fe_2O_3 \cdot \frac{88{,}8 \text{ J}}{\text{mol K}}\right) - \left(3 \text{ mol C} \cdot \frac{5{,}72 \text{ J}}{\text{mol K}}\right)$$

Se obtiene, $\Delta S° = 566$ J mol^{-1} K^{-1}.

Relacionando las ecuaciones que permiten calcular la temperatura de equilibrio se obtiene:

$$\left.\begin{array}{r}\Delta G° = \Delta H° - T\Delta S° \\ \Delta G° = -RT \ln K\end{array}\right\} \rightarrow \quad T = \frac{\Delta H°}{\Delta S° - R \ln K}$$

El valor de la constante de equilibrio de la reacción es:

$$K = p_{CO_2} = 1{,}00$$

Considerando al variar la temperatura los valores de $\Delta H°$ y $\Delta S°$ no cambian, la temperatura de equilibrio es:

$$T = \frac{463 \text{ kJ mol}^{-1}}{566 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 818 \text{ K}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.5. Para la reacción:

$$SnO_2(s) + 2\ H_2(g) \leftrightarrows 2\ H_2O(g) + Sn(l)$$

con K_p a 900 K es 1,5 y a 1.100 K es 10. Para conseguir una reducción más eficiente del $SnO_2(s)$ deberán emplearse:

a) Temperaturas elevadas
b) Altas presiones
c) Temperaturas bajas
d) Bajas presiones

(O.Q.L. Asturias 2008) (O.Q.L. Cádiz 2009) (O.Q.L. Asturias 2017)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante de equilibrio es:

$$K_p = \frac{(p_{H_2O})^2}{(p_{H_2})^2}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$p_i = p\ y_i$$

La expresión de la constante de equilibrio queda como:

$$K_p = \frac{(p\ y_{H_2O})^4}{(p\ y_{H_2})^4} = \frac{(y_{H_2O})^4}{(y_{H_2})^4}$$

Como se observa, la constante K_p no depende del valor de la presión.

b-d) Falso. El valor de la presión no afecta a la reducción más eficiente del SnO_2.

▪ Para determinar si la reacción es exotérmica o endotérmica a partir del valor de la constante de equilibrio, se aplica la ecuación de van't Hoff (1884) que relaciona las constantes de equilibrio con la temperatura:

$$\ln \frac{K_{p_2}}{K_{p_1}} = \frac{\Delta H°}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right) \qquad \rightarrow \qquad \Delta H° = R\,\frac{\ln (K_{p_2}/K_{p_1})}{\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)}$$

En este caso, la constante de equilibrio aumenta al aumentar la temperatura. Por tanto, se cumple que:

$$\left.\begin{array}{l} T_2 > T_1 \quad \rightarrow \quad \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right) > 0 \\ K_{p_2} > K_{p_1} \quad \rightarrow \quad \ln\left(\frac{K_{p_2}}{K_{p_1}}\right) > 0 \end{array}\right\} \rightarrow \quad \Delta H° > 0 \text{ (proceso endotérmico)}$$

Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884):

"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"

el sistema evolucionará de forma que se produzca un descenso de esta, es decir en el sentido en el que se consuma calor. Al tratarse de una reacción endotérmica (se absorbe calor), el sistema se desplaza hacia la formación de Sn(l).

a) **Verdadero.** Las temperaturas elevadas consiguen una reducción más eficiente del SnO_2.

c) Falso. Las temperaturas bajas no consiguen una reducción más eficiente del SnO_2.

La respuesta correcta es la **a**.

4.6. Para el siguiente equilibrio hipotético:

$$A(g) + 3\,B(g) \leftrightarrows 2\,C(g) + D(g)$$

El cambio de la constante de equilibrio con la temperatura viene dado por la siguiente gráfica.

Indique qué afirmación es cierta:

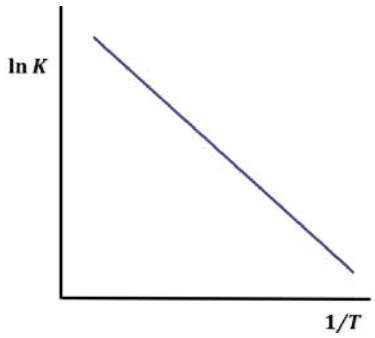
a) La entropía aumenta.

b) La reacción es endotérmica.

c) Si aumenta la temperatura la reacción es menos espontánea.

d) La entropía se mantiene constante.

e) Ninguna de las anteriores es cierta.



(O.Q.L. País Vasco 2010)

La ecuación que relaciona la constante de equilibrio y la temperatura con las variaciones de entalpía y de entropía de una reacción es:

$$\ln K = -\frac{\Delta H}{RT} + \frac{\Delta S}{R}$$

a) **Verdadero**. El valor de la ordenada de la recta indica que $(\Delta S/R) > 0$, por tanto, $\Delta S > 0$.

b) Falso. El valor de la pendiente de la recta indica que $(\Delta H/R) < 0$, por tanto, $\Delta H > 0$, y la reacción es endotérmica.

c) Falso. La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \;\rightarrow\; \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Se trata de un proceso que transcurre con:

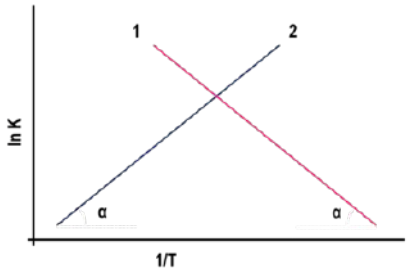
- $\Delta H > 0$, se absorbe calor (endotérmico)
- $\Delta S > 0$, aumenta el desorden

Cuando la temperatura es lo suficientemente baja, se cumple que $|\Delta H| < |T\Delta S|$, entonces $\Delta G < 0$ y la reacción se vuelve espontánea.

d) Falso. Según se ha demostrado en el apartado a).

La respuesta correcta es la **a**.

4.7. En el siguiente gráfico se representa el logaritmo neperiano de la constante de equilibrio frente a 1/*T*. ¿Qué se puede deducir respecto de los valores de Δ*H*° de las reacciones correspondientes?
a) Esta gráfica no proporciona información sobre las entalpías de reacción.
b) Δ*H*° de 1 es menor que Δ*H*° de 2 (en valor absoluto).
c) Δ*H*° de 1 es mayor que Δ*H*° de 2 (en valor absoluto).
d) Δ*H*° de 1 es positiva y Δ*H*° de 2 es negativa.
e) Δ*H*° de 1 es negativa y Δ*H*° de 2 es positiva.



(O.Q.N. El Escorial 2012)

La ecuación de van't Hoff (1884) relaciona la constante de equilibrio de una reacción con la temperatura:

$$\ln K = -\frac{\Delta H}{RT} + \mathrm{C}$$

Como se puede observar en la gráfica, la pendiente de ambas rectas es igual $-\Delta H/R$.

De la gráfica propuesta se pueden extraer las siguientes conclusiones:

- Ambas rectas tienen el mismo valor de la pendiente en valor absoluto (tg α).
- La recta correspondiente a la reacción 1 tiene pendiente negativa, por lo que $\Delta_1 H° > 0$.
- La recta correspondiente a la reacción 2 tiene pendiente positiva, por lo que $\Delta_2 H° < 0$.

La respuesta correcta es la **d**.

4.8. Para el sistema:

$$H_2O(g) + C(s) \leftrightarrows CO(g) + H_2(g)$$

en el que la constante de equilibrio K_c = 0,03 a 900 K y 0,2 a 1.200 K, se puede afirmar que:
a) La reacción directa es exotérmica.
b) La reacción directa es endotérmica.
c) Al estar en equilibrio, la reacción no es endotérmica ni exotérmica.
d) Con los datos disponibles no se puede afirmar si la reacción directa es endotérmica o exotérmica.

(O.Q.L. Asturias 2013)

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".

A la vista de los valores de las constantes, se trata un equilibrio que se ve favorecido hacia la derecha si aumenta la temperatura, ya que el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma calor y disminuya la temperatura del sistema, por tanto, se trata de un proceso endotérmico.

También se puede obtener el valor numérico de ΔH mediante la ecuación de van't Hoff.

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu = \Sigma$ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = (1 + 1) – 1 = 1

La expresión anterior queda como, $K_p = K_c\,(RT)$

Sustituyendo en la ecuación de van't Hoff (1884):

$$\ln\frac{K_{p_2}}{K_{p_1}} = \frac{\Delta H°}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

Se obtiene que la entalpía del proceso es:

$$\ln\frac{(0{,}2\cdot RT)}{(0{,}03\cdot RT)}=\frac{\Delta H^\circ}{R}\left(\frac{1}{900}-\frac{1}{1.200}\right) \quad \rightarrow \quad \Delta H^\circ > 0 \text{ (proceso endotérmico)}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.9. La constante de equilibrio que K_p para la reacción:

$$H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrows 2\ HI(g)$$

es 50,2 a 445 °C y 66,5 a es 360 °C. Se puede deducir que:
a) Es exotérmica.
b) Es independiente de la presión.
c) $K_p = K_c$.
d) Todas las respuestas son correctas.

(O.Q.L. Asturias 2015)

a) **Verdadero**. La ecuación de van't Hoff (1884) muestra la dependencia de la constante de equilibrio con la temperatura:

$$\ln\frac{K_{p_2}}{K_{p_1}}=\frac{\Delta H^\circ}{R}\left(\frac{1}{T_1}-\frac{1}{T_2}\right)$$

El valor de ΔH° es:

$$\ln\left(\frac{66{,}5}{50{,}20}\right)=\frac{\Delta H^\circ}{8{,}31\cdot10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}}\left(\frac{1}{(445+273{,}15)\ \text{K}}-\frac{1}{(360+273{,}15)\ \text{K}}\right)$$

Se obtiene, $\Delta H^\circ = -12{,}5\ \text{kJ mol}^{-1}$, por tanto, se trata de un proceso exotérmico.

b) **Verdadero**. La expresión de la constante K_p es para el equilibrio propuesto es:

$$K_p=\frac{(p_{HI})^2}{(p_{H_2})\,(p_{I_2})}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$p_i = p\ y_i$$

Sustituyendo en la expresión de K_p:

$$K_p=\frac{(p\ y_{HI})^2}{(p\ y_{H_2})\,(p\ y_{I_2})}=\frac{(y_{HI})^2}{(y_{H_2})\,(y_{I_2})}$$

Como se observa, la constante K_p no depende de la presión.

c) **Verdadero**. La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu = \Sigma$ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = 2 – (1 + 1) = 0

Se obtiene que, $K_p = K_c$

La respuesta correcta es la **d**.

4.10. Para la autoprotólisis del agua, K_w (37,0 °C) = $2{,}34\cdot10^{-14}$ y K_w (25,0 °C) = $1{,}00\cdot10^{-14}$. En el proceso de disociación:

$$2\ H_2O(l) \leftrightarrows H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

se cumple que:
a) $\Delta H > 0$ y $\Delta S > 0$
b) $\Delta H > 0$ y $\Delta S < 0$
c) $\Delta H < 0$ y $\Delta S > 0$
d) $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$

(O.Q.L. Asturias 2018)

La ecuación de van't Hoff (1884) relaciona la dependencia de la constante de equilibrio con la temperatura:

$$\ln\frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H°}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

El valor de $\Delta H°$ es:

$$\ln\left(\frac{2{,}34\cdot 10^{-14}}{1{,}00\cdot 10^{-4}}\right) = \frac{\Delta H°}{8{,}31\cdot 10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}}\cdot\left(\frac{1}{(25{,}0 + 273{,}15)\ \text{K}} - \frac{1}{(37{,}0 + 273{,}15)\ \text{K}}\right)$$

Se obtiene, $\Delta H° = 54{,}4\ \text{kJ mol}^{-1}$.

Al pasar del estado líquido, más ordenado, al acuoso, más desordenado, la entropía del proceso aumenta, $\Delta S° > 0$.

La respuesta correcta es la a.

II. ELECTROQUÍMICA

1. OXIDANTES Y REDUCTORES. NÚMEROS DE OXIDACIÓN

1.1. El heptaóxido de manganeso reacciona con el ácido clorosulfúrico dando lugar a varios oxicloruros inestables:

MnO_3Cl MnO_2Cl_2 $MnOCl_3$

Los estados de oxidación del manganeso en estos tres compuestos son, respectivamente:

a) +1, +4, +5
b) +5, +2, −1
c) +7, +6, +5
d) +3, +3, +3

(O.Q.L. Asturias 1987)

Teniendo en cuenta que en las especies propuestas el número de oxidación del oxígeno es −2 y el del cloro −1, el número de oxidación del manganeso en las mismas es:

- En el MnO_3Cl: $x + 3\,(-2) + (-1) = 0 \rightarrow x = +7$
- En el MnO_2Cl_2: $x + 2\,(-2) + 2\,(-1) = 0 \rightarrow x = +6$
- En el $MnOCl_3$: $x + (-2) + 3\,(-1) = 0 \rightarrow x = +5$

La respuesta correcta es la **c**.

1.2. Señale la afirmación que sea correcta:

a) Un reductor se reduce oxidando a un oxidante.
b) Un oxidante se reduce oxidando a un reductor.
c) Un oxidante reduce a un reductor y él se oxida.
d) Un reductor se oxida oxidando a un oxidante.

(O.Q.L. Asturias 1987) (O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Sevilla 2017)

- El oxidante es la especie química que gana electrones y se reduce, a la vez que oxida al reductor.
- El reductor es la especie química que cede electrones y se oxida, a la vez que reduce al oxidante.

La respuesta correcta es la **b**.

1.3. ¿Cuál es el número de oxidación del oxígeno en el OF_2?

a) +2
b) −1
c) +1
d) +4
e) −2

(O.Q.L. Asturias 1988)

Teniendo en cuenta que en la especie propuesta el número de oxidación del flúor es −1 (el único que puede tener salvo cuando se encuentre en estado atómico o molecular), el número de oxidación del oxígeno en la misma es:

$$x + 2\,(-1) = 0 \rightarrow x = +2$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.4. ¿Cuál es el número de oxidación medio del nitrógeno en el NaN_3?

a) +1/3
b) −1/3
c) −3
d) +3
e) −1

(O.Q.L. Asturias 1988)

Teniendo en cuenta que en la especie propuesta el número de oxidación del sodio es +1 (el único que puede tener salvo cuando se encuentre en estado atómico), el número de oxidación del nitrógeno en la misma es:

$$3x + 1 = 0 \quad \rightarrow \quad x = -1/3$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.5. ¿Qué afirmación es correcta para la reacción:

$2\ K(s) + S(s) \rightarrow K_2S(s)$?

a) El S cede electrones y el K se oxida.
b) El K acepta electrones y el S se reduce.
c) El K cede electrones y el S se oxida.
d) El K se reduce y el S se oxida.
e) El S se reduce y el K se oxida.

(O.Q.L. Asturias 1988)

Las semirreacciones correspondientes a la reacción propuesta son:

reducción: $S + 2\ e^- \rightarrow S^{2-}$

oxidación: $2\ (K \rightarrow K^+ + e^-)$

El S capta electrones y se reduce y el K cede electrones y se oxida.

La respuesta correcta es la **e**.

1.6. Sólo una de las siguientes propuestas es cierta:
a) En el HNO_4 el número de oxidación del N es +7.
b) Si el compuesto oxidante se reduce y el reductor se oxida es lógico pensar que los NO_3^- actúen como reductores.
c) Los S^{2-} actúan normalmente como oxidantes.
d) Los NO_2^- pueden actuar como reductores.
e) Todas las respuestas son falsas.

(O.Q.L. Asturias 1989)

a) **Verdadero**. En el ácido peroxonítrico, HNO_4, considerando que el número de oxidación del hidrógeno es +1 y el del oxígeno es −2, el número de oxidación del nitrógeno es:

$$x + 4\ (-2) + (+1) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +7$$

b) Falso. La especie NO_3^- se comporta como oxidante, ya que solo capta electrones y se reduce según se muestra en las siguientes ecuaciones correspondientes a semirreacciones de reducción:

$$NO_3^- + 2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow NO_2^- + H_2O$$

$$NO_3^- + 4\ H^+ + 3\ e^- \rightarrow NO + 2\ H_2O$$

$$NO_3^- + 2\ H^+ + e^- \rightarrow NO_2 + H_2O$$

$$NO_3^- + 10\ H^+ + 8\ e^- \rightarrow NH_4^+ + 3\ H_2O$$

c) Falso. La especie S^{2-} no se comporta como oxidante, debido a que el azufre se encuentra en su estado mínimo de oxidación solo puede oxidarse.

d) Falso. La especie NO_2^- también se comporta como oxidante, ya que capta electrones y se reduce según se muestra en la siguiente ecuación correspondiente a la semirreacción de reducción:

$$NO_2^- + 2\ H^+ + e^- \rightarrow NO + H_2O$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.7. Considerando la reacción:

$$2\ Fe^{3+}(aq) + 2\ I^{-}(aq) \rightarrow 2\ Fe^{2+}(aq) + I_2(aq)$$

diga qué propuesta es correcta:
a) El Fe^{3+} es oxidado.
b) El Fe^{3+} aumenta su número de oxidación.
c) El Fe^{3+} es reducido.
d) El I^{-} es reducido.

(O.Q.L. Asturias 1992)

Las semirreacciones que tienen lugar son:

reducción: $2\ (Fe^{3+} + e^{-} \rightarrow Fe^{2+})$

▪ El Fe^{3+} se comporta como oxidante que capta electrones y se reduce a Fe^{2+}.

oxidación: $2\ I^{-} \rightarrow I_2 + 2\ e^{-}$

▪ El I^{-} se comporta como reductor que cede electrones y se oxida a I_2.

La respuesta correcta es la **c**.

1.8. Diga cuál es el grupo de sustancias en el que todas puedan actuar como oxidantes:
a) Cl_2, MnO_2, Cu
b) Cl_2, MnO_4^{-}, Cu^{2+}
c) Cl^{-}, MnO_4^{-}, Cu^{+}
d) Cl_2, Mn, Cu^{2+}

(O.Q.L. Asturias 1994)

Para que una sustancia pueda actuar como oxidante debe encontrarse en un estado de oxidación de forma que pueda reducirse.

▪ $Cl_2 \rightarrow$ Cl tiene número de oxidación 0 y puede reducirse a −1.

▪ $MnO_2 \rightarrow$ Mn tiene número de oxidación:

$x + 2\ (-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +4,$ y puede reducirse a Mn: +3, +2 y 0.

▪ $MnO_4^{-} \rightarrow$ Mn tiene número de oxidación:

$x + 4\ (-2) = -1 \quad \rightarrow \quad x = +7,$ y puede reducirse a Mn: +6, +4, +3, +2 y 0.

▪ Cu^{2+} puede reducirse a Cu: +1 y 0.

▪ Cu^{+} puede reducirse a Cu 0.

▪ Cl^{-} y Mn se encuentran en su estado de oxidación más bajo, por tanto, como no pueden reducirse no se comportan como oxidantes.

La respuesta correcta es la **b**.

1.9. ¿Cuál de las siguientes especies químicas actúa solamente como agente reductor?
a) H_2
b) S
c) Na^{+}
d) Na
e) F_2

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Galicia 2019)

a) Falso. H_2 puede oxidarse a H^{+}, o bien reducirse a H^{-}.

b) Falso. S puede oxidarse a S^{4+} o S^{6+}, o bien reducirse a S^{2-}.

c) Falso. Na^{+} solo puede reducirse a Na, por tanto, es una especie oxidante.

d) **Verdadero**. De todas las especies propuestas la única que puede actuar solo como agente reductor es el Na ya que solo puede oxidarse a Na^+.

e) Falso. F_2 es el agente oxidante más fuerte que existe y solo puede reducirse a F^-.

La respuesta correcta es la **d**.

1.10. ¿Cuál es el estado de oxidación del manganeso en el permanganato de potasio, $KMnO_4$?
a) −8
b) +7
c) −7
d) +16
e) +8

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Castilla y León 2007)

Sabiendo que los números de oxidación del K 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, se puede plantear la siguiente ecuación:

$$(+1) + x + 4\,(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +7$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.11. La semirreacción ajustada que representa $H_2O_2(aq)$ actuando como un agente oxidante en disolución ácida es:
a) $2\,H_2O(l) \rightarrow H_2O_2(aq) + 2\,H^+(aq) + 2\,e^-$
b) $H_2O_2(aq) + 2\,H^+(aq) + 2\,e^- \rightarrow 2\,H_2O(l)$
c) $H_2O_2(aq) \rightarrow O_2(g) + 2\,H^+(aq) + 2\,e^-$
d) $H_2O_2(aq) \rightarrow O_2(g) + H_2(g) + 2\,e^-$
e) $O_2(g) + 2\,H^+(aq) + 2\,e^- \rightarrow H_2O_2(aq)$

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

Si el $H_2O_2(aq)$ se comporta como agente oxidante, en medio ácido, gana electrones y se reduce a $H_2O(l)$. La semirreacción ajustada correspondiente es:

$$H_2O_2(aq) + 2\,H^+(aq) + 2\,e^- \rightarrow 2\,H_2O(l)$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.12. En la siguiente reacción:

$$2\,Al(s) + 2\,OH^-(aq) + 6\,H_2O(l) \rightarrow 3\,H_2(g) + 2\,Al(OH)_4^-(aq)$$

¿Cuál es el agente reductor?
a) H_2O
b) OH^-
c) H_2
d) Al
e) $Al(OH)_4^-$

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Asturias 2007)

El agente reductor es la especie que se oxida, es decir, que cede electrones. En la reacción propuesta es el aluminio:

$$Al(s) + 4\,OH^-(aq) \rightarrow Al(OH)_4^-(aq) + 3\,e^-$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.13. Dada la reacción:

$$Cl_2 + 2\ NaI \rightarrow 2\ NaCl + I_2$$

De los siguientes enunciados, señale el que considere correcto:
a) La molécula de Cl_2 actúa como reductor.
b) Los iones Na^+ actúan como oxidantes.
c) El I_2 es el oxidante conjugado de los iones I^-.
d) Los iones Cl^- son los oxidantes conjugados del Cl_2.
e) El número de oxidación del cloro aumenta en esta reacción.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2002)

a) Falso. El Cl_2 se comporta como oxidante ya que gana electrones y se reduce a Cl^-:

$$Cl_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ Cl^-$$

b) Falso. El Na^+ no cambia de número de oxidación. Se comporta como un ion espectador que solo aporta carga.

c) **Verdadero**. El I_2 se comporta como oxidante ya que gana electrones y se reduce a I^-:

$$I_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ I^-$$

d) Falso. El ion Cl^- solo puede actuar como reductor debido a que tiene su número de oxidación más bajo y únicamente puede ceder electrones y oxidarse.

e) Falso. El número de oxidación del cloro en esta reacción disminuye ya que pasa de 0 (Cl_2) a –1 (Cl^-).

La respuesta correcta es la **c**.

1.14. Para la siguiente reacción:

$$MnO_2 + 2\ Cl^- + 4\ H^+ \rightarrow Mn^{2+} + Cl_2 + 2\ H_2O$$

Los agentes oxidante y reductor son, respectivamente:
a) Cl^- y Cl_2
b) MnO_2 y Mn^{2+}
c) Cl^- y MnO_2
d) MnO_2 y Cl^-
e) Cl^- y H^+

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Madrid 2013)

Las semirreacciones son:

reducción: $MnO_2 + 4\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow Mn^{2+} + 2\ H_2O$

- MnO_2 es el oxidante la especie que gana electrones y se reduce.

oxidación: $2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-$

- Cl^- es el reductor la especie que cede electrones y se oxida.

La respuesta correcta es la **d**.

1.15. ¿Cuál es el estado de oxidación del azufre en el ditionito de sodio, $Na_2S_2O_4$?
a) +8
b) –6
c) +6
d) +3
e) –3

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Asturias 2008) (O.Q.L. Sevilla 2020)

Considerando que ambos átomos de azufre tengan el mismo número de oxidación y, sabiendo que los números de oxidación del Na 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, se puede plantear la siguiente ecuación:

$$2\ (+1) + 2\ (x) + 4\ (-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +3$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.16. El hidrógeno se comporta como un agente oxidante cuando reacciona con:
a) Calcio para dar hidruro de calcio.
b) Bromo para dar bromuro de hidrógeno.
c) Nitrógeno para dar amoníaco.
d) Azufre para dar sulfuro de hidrógeno.

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Madrid 2009)

La semirreacción en la que el H_2 se comporta como oxidante es:

reducción: $H_2(g) + 2\ e^- \rightarrow 2\ H^-(aq)$

Para ello es necesario que el $H_2(g)$ reaccione frente a un reductor muy enérgico como puede ser el Ca, metal alcalinotérreo:

oxidación: $Ca(s) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\ e^-$

En el resto de los compuestos propuestos, el hidrógeno se encuentra en su forma más oxidada, por lo que se ha comportado como un reductor.

La respuesta correcta es la **a**.

1.17. El número de oxidación del carbono en el metanal (formaldehído) es:
a) 0
b) 4
c) 2
d) −4

(O.Q.L. Murcia 1997)

La fórmula del metanal es HCHO. Teniendo en cuenta que los números de oxidación de hidrógeno y oxígeno 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, se puede plantear la siguiente ecuación

$$2\ (+1) + x + (-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = 0$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.18. El número de oxidación del átomo de fósforo en el compuesto químico $Ba(H_2PO_2)_2$ es:
a) +1
b) +2
c) +3
d) +4

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

Sabiendo que los números de oxidación del Ba, H y O son, respectivamente, +2, +1, −2 y, que en un compuesto la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran es 0, se puede plantear la siguiente ecuación:

$$(+2) + 4\ (+1) + 2\ (x) + 4\ (-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +1$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.19. La siguiente ecuación química describe un proceso de oxidación del hierro:

$$4\ Fe(s) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ Fe_2O_3(s)$$

¿Cuál de las siguientes afirmaciones es incorrecta?
a) El hierro metálico es un agente reductor.
b) El Fe^{3+} es un agente oxidante.
c) El hierro metálico se reduce a Fe^{3+}.
d) El O^{2-} es un agente reductor.

(O.Q.L. Murcia 1999)

Las semirreacciones correspondientes al proceso de oxidación del hierro son:

reducción: 3 ($O_2 + 2\ e^- \rightarrow O^{2-}$)

oxidación: 2 ($Fe \rightarrow Fe^{3+} + 3\ e^-$)

a) Correcto. Fe(s) cede electrones y se oxida, es un agente reductor.

b) Correcto. Fe^{3+} capta electrones y se reduce, es un agente oxidante.

c) **Incorrecto**. Fe(s) cede electrones y se oxida a Fe^{3+}.

d) Correcto. O^{2-} solo puede ceder electrones y oxidarse, es un agente reductor.

La respuesta correcta es la **c**.

1.20. La semirreacción ajustada que representa H_2O_2(aq) actuando como un agente reductor en disolución ácida es:
a) $2\ H_2O(l) \rightarrow H_2O_2(aq) + 2\ H^+(aq) + 2\ e^-$
b) $H_2O_2(aq) \rightarrow O_2(g) + H_2(g) + 2\ e^-$
c) $H_2O_2(aq) + 2\ H^+(aq) + 2\ e^- \rightarrow 2\ H_2O(l)$
d) $O_2(g) + 2\ H^+(aq) + 2\ e^- \rightarrow H_2O_2(aq)$
e) $H_2O_2(aq) \rightarrow O_2(g) + 2\ H^+(aq) + 2\ e^-$
f) $H_2O_2(aq) + 2\ e^- \rightarrow O_2(g) + 2\ H^+(aq)$
g) $H_2O_2(aq) - 2\ e^- \rightarrow O_2(g) + 2\ H^+(aq)$

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. País Vasco 2019)

Si el H_2O_2(aq) se comporta como agente reductor, en medio ácido, cede electrones y se oxida a O_2(g). La semirreacción ajustada correspondiente es:

$$H_2O_2(aq) \rightarrow O_2(g) + 2\ H^+(aq) + 2\ e^-$$

La respuesta correcta es la **e**.

1.21. ¿En cuál de las siguientes especies químicas presenta el nitrógeno estado de oxidación +1?
a) NO_3^-
b) NO
c) $Ag_2(N_2O_2)$
d) NH_3

(O.Q.L. Murcia 2000)

Teniendo en cuenta que en las especies dadas el número de oxidación del oxígeno es −2, del hidrógeno +1 y de la plata +1, el número de oxidación del nitrógeno en las mismas es:

a) En el NO_3^-: $x + 3\ (-2) = -1 \rightarrow x = +5$

b) En el NO: $x + (-2) = 0 \rightarrow x = +2$

c) En el $Ag_2(N_2O_2)$: $2\ (+1) + 2\ (x) + 2\ (-2) = 0 \rightarrow x = +1$

d) En el NH_3: $x + 3\ (+1) = 0 \rightarrow x = -3$

La respuesta correcta es la **c**.

1.22. ¿En cuál de las siguientes sustancias presenta el hidrógeno estado de oxidación −1?
a) H_2O
b) H_2
c) NaH
d) NaOH

(O.Q.L. Murcia 2002)

Teniendo en cuenta que en las especies dadas el número de oxidación del oxígeno es −2, y del sodio +1, el número de oxidación del hidrógeno en las mismas es:

a) En el H_2O: $2\,(x) + (-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +1$

b) En el H_2: los elementos en forma molecular tienen número de oxidación 0

c) En el NaH: $+1 + x = 0 \quad \rightarrow \quad x = -1$

d) En el NaOH: $+1 + (-2) + x = 0 \quad \rightarrow \quad x = +1$

La respuesta correcta es la **c**.

1.23. ¿Cuál es el estado de oxidación del vanadio en el compuesto NH_4VO_3?
a) +1
b) +3
c) +5
d) +7

(O.Q.L. Murcia 2003)

Teniendo en cuenta que en la especie dada el número de oxidación del oxígeno es −2, del hidrógeno, +1 y del nitrógeno, −3 y, que en un compuesto la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran es 0, se puede plantear la siguiente ecuación:

$$(-3) + 4\,(+1) + x + 3\,(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +5$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.24. Dada la reacción de oxidación-reducción:

$$2\,MnO_4^-(aq) + 5\,H_2O_2(aq) + 6\,H^+(aq) \rightarrow 2\,Mn^{2+}(aq) + 5\,O_2(g) + 8\,H_2O(l)$$

a) El número de electrones puesto en juego en este proceso es de 2.
b) La especie O_2 es la que resulta de la reducción de H_2O_2 debido al agente reductor MnO_4^-.
c) La especie MnO_4^- es el agente reductor y se oxida a Mn^{2+}.
d) El ion MnO_4^- es el agente oxidante que produce la oxidación del H_2O_2 a O_2.

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

Las semirreacciones son:

reducción: $2\,(MnO_4^- + 8\,H^+ + 5\,e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\,H_2O)$

oxidación: $5\,(H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2\,H^+ + 2\,e^-)$

a) Falso. El número de electrones intercambiados en el proceso es 10.

b-c) Falso. El MnO_4^- se comporta como oxidante ya que capta electrones y se reduce a Mn^{2+}.

d) **Verdadero**. El MnO_4^- se comporta como oxidante ya que capta electrones y oxida al H_2O_2 a O_2.

La respuesta correcta es la **d**.

1.25. El cloro se obtiene en el laboratorio por oxidación del HCl según la siguiente reacción:

$$HCl + X \rightarrow Cl_2 + XCl_2 + H_2O$$

¿Cuál de las siguientes sustancias se utiliza como reactivo X para oxidar al ácido clorhídrico?
a) Manganeso metal
b) Óxido de manganeso
c) Hidruro de manganeso
d) Dióxido de manganeso

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

La semirreacción correspondiente a la oxidación del Cl^- es:

$$2\,Cl^-(aq) \rightarrow Cl_2(g) + 2\,e^-$$

El elemento X debe actuar como oxidante por lo que debe reducirse, es decir, bajar su número de oxidación.

En el compuesto XCl_2 el elemento X tiene el número de oxidación:

$$2\,(-1) + x = 0 \quad \rightarrow \quad x = +2$$

por tanto, el número de oxidación del elemento X en la especie elegida deber ser mayor que +2.

La especie apropiada para la oxidación es el dióxido de manganeso, MnO_2, en la que el número de oxidación del manganeso es:

$$2\,(-2) + x = 0 \quad \rightarrow \quad x = +4$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.26. Indique cuál de los siguientes elementos químicos tiene mayor carácter reductor:
a) Mg
b) Ge
c) Al
d) K
e) S
f) Be
g) P
h) C

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.N. Sevilla 2010)

Los metales alcalinos son las especies que tienen mayor poder reductor. Por tanto, el mayor carácter reductor le corresponde al K.

La respuesta correcta es la **d**.

1.27. ¿Cuál es el elemento que se oxida en una reacción entre etileno y una disolución acuosa de permanganato de potasio?
a) Carbono
b) Hidrógeno
c) Oxígeno
d) Potasio
e) Manganeso

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

El permanganato de potasio es un oxidante y se reduce, siendo el manganeso el elemento que baja su número de oxidación.

El etileno se comporta como reductor y se oxida. El carbono aumenta su número de oxidación. El carbono es un elemento más electronegativo que el hidrógeno, por tanto, en el etileno, $CH_2{=}CH_2$, el número de oxidación del hidrógeno es +1 y el del carbono es:

$$2\,(x) + 4\,(+1) = 0 \quad \rightarrow \quad x = -2$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.28. ¿Cuál es el estado de oxidación del elemento escrito a la izquierda en cada uno de las siguientes especies químicas?
i) P_4 ii) Al_2O_3 iii) MnO_4^- iv) H_2O_2
a) 0, +3, +7, −1
b) 0, +3, +6, −1
c) 0, +3, +7, −2
d) 0, +2, +7, −2

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Sevilla 2018)

Teniendo en cuenta que en las especies propuestas el número de oxidación del oxígeno es −2, los números de oxidación de los elementos que presentes en ellas son:

- En el P_4: $x = 0$
- En el Al_2O_3: $2\,(x) + 3\,(-2) + x = 0 \rightarrow x = +3$
- En el MnO_4^-: $x + 4\,(-2) = -1 \rightarrow x = +7$
- En el H_2O_2: $2\,(+1) + 2\,(x) = 0 \rightarrow x = -1$

La respuesta correcta es la **a**.

1.29. El cloro presenta número de oxidación +1 en el compuesto:
a) HCl
b) NH_4Cl
c) HClO
d) ClO_3^-

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Asturias 2007) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. La Rioja 2018)

Teniendo en cuenta que en las especies dadas el número de oxidación del oxígeno es −2, del hidrógeno +1 y del nitrógeno −3 y, que en un compuesto la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran es 0, se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

a) En el HCl: $+1 + x = 0 \rightarrow x = -1$

b) En el NH_4Cl: $(-3) + 4\,(+1) + x = 0 \rightarrow x = -1$

c) En el HClO: $(+1) + x + (-2) = 0 \rightarrow x = +1$

d) En el ClO_3^-: $x + 3\,(-2) = -1 \rightarrow x = +5$

La respuesta correcta es la **c**.

1.30. ¿Cuántos faradays son necesarios para reducir 0,20 mol de MnO_4^- a Mn^{2+}?
a) 0,20
b) 3,00
c) 0,40
d) 1,00

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

La semirreacción correspondiente a la reducción del permanganato es:

$$MnO_4^- + 8\,H^+ + 5\,e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\,H_2O$$

Relacionando moles de permanganato con faradays:

$$0{,}20\ \text{mol}\ MnO_4^- \cdot \frac{5\ \text{mol}\ e^-}{1\ \text{mol}\ MnO_4^-} \cdot \frac{1\ F}{1\ \text{mol}\ e^-} = 1{,}0\ F$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.31. Dada la reacción:

$$H_2O_2 + I^- + H^+ \rightarrow H_2O + I_2$$

indique la respuesta correcta:
a) El ion H^+ cede electrones.
b) El agua oxigenada se oxida.
c) El ion I^- se reduce a I_2.
d) El agua oxigenada actúa como oxidante.

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

a) Falso. El H^+ no cambia de número de oxidación. Se comporta como un ion espectador que solo aporta carga.

b) Falso. El H_2O_2 se comporta como oxidante ya que capta electrones y se reduce a H_2O:

$$H_2O_2 + 2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow 2\ H_2O$$

c) Falso. El I^- se comporta como reductor ya que cede electrones y se oxida a I_2:

$$2\ I^- \rightarrow I_2 + 2\ e^-$$

d) **Verdadero**. El H_2O_2 se comporta como oxidante ya que capta electrones y se reduce a H_2O:

$$H_2O_2 + 2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow 2\ H_2O$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.32. Identifique el agente oxidante en la siguiente reacción:
$2\ Al(s) + 6\ H^+(aq) \rightarrow 2\ Al^{3+}(aq) + 3\ H_2(g)$
a) Al
b) H^+
c) Al^{3+}
d) H_2

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

El agente oxidante es la especie que se reduce, es decir que capta electrones. En esta reacción es el H^+:

$$2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow H_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.33. El número de oxidación del cromo en el $K_2Cr_2O_7$ es:
a) −7
b) +6
c) −6
d) +7
e) +4
f) +5
g) +3

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. Murcia 2010) (O.Q.L. Murcia 2015)

Teniendo en cuenta que en la especie dada el número de oxidación del oxígeno es −2 y del potasio +1 y, que en un compuesto la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran es 0, se puede plantear la siguiente ecuación:

$$2\ (+1) + 2\ (x) + 7\ (-2) = 0 \qquad \rightarrow \qquad x = +6$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.34. Indique cuál de las siguientes especies tiene mayor carácter oxidante:
a) Cl^-
b) Na
c) Zn
d) Ag^+

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

a) Falso. Cl^- es la forma reducida del Cl_2, un potente oxidante.

b-c) Falso. Los dos metales propuestos, Na y Zn, tienden a oxidarse a sus correspondientes cationes, por tanto, se comportan como reductores.

d) **Verdadero**. Ag^+ es la forma oxidada del metal Ag. De las especies propuestas, es la que tiene mayor carácter oxidante.

La respuesta correcta es la **d**.

1.35. ¿Cuál es el número de oxidación del magnesio en el MgO?
a) –2
b) –1
c) 0
d) +1
e) +2

(O.Q.L. Extremadura 2005)

Teniendo en cuenta que en la especie dada el número de oxidación del oxígeno es –2, el número de oxidación del magnesio en la misma es:

$$x + (-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +2$$

La respuesta correcta es la **e**.

1.36. Solo una de las afirmaciones siguientes es correcta:
a) Cuando el SO_2 pasa a SO_3 se dice que se ha reducido.
b) La combustión de las gasolinas es una reducción.
c) La ganancia de electrones es una oxidación.
d) La adición de hidrógeno a una sustancia es una reducción.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

a) Falso. La transformación de SO_2 en SO_3 es una oxidación ya que en el proceso se ceden electrones:

$$SO_2 + H_2O \rightarrow SO_3 + 2\ H^+ + 2\ e^-$$

b) Falso. La combustión es una oxidación realizada con oxígeno en la que se desprende energía.

c) Falso. La ganancia de electrones es una reducción.

d) **Verdadero**. De acuerdo con el concepto clásico de oxidación-reducción, si una sustancia adiciona hidrógeno o pierde oxígeno sufre una reducción. Por ejemplo:

$$HCHO + H_2 \rightarrow CH_3OH$$

Teniendo en cuenta que en los compuestos propuestos el número de oxidación del oxígeno es –2 y del hidrógeno +1, el número de oxidación del carbono es:

$$HCHO:\ x + 2\ (+1) + (-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = 0$$

$$CH_3OH:\ x + 4\ (+1) + (-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = -2$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.37. En la reacción química:
$CuCl_2(aq) + Zn(s) \rightarrow ZnCl_2(aq) + Cu(s)$
a) Los iones Cu^{2+} actúan de reductores.
b) Los iones cloruro actúan como oxidantes.
c) El reductor es el Zn(s).
d) El oxidante es el Zn(s).
e) Los iones cloruro se reducen.

(O.Q.L. Castilla y León 2005) (O.Q.L. Galicia 2016)

Las semirreacciones correspondientes al proceso son:

$$\text{reducción: } Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$$

$$\text{oxidación: } Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$$

a) Falso. Los iones Cu^{2+} captan electrones y se reducen, son el agente oxidante.

b-e) Falso. Los iones Cl^- ni captan ni ceden electrones, son iones espectadores.

c) **Verdadero**. El Zn(s) que cede electrones y se oxida a $Zn^{2+}(aq)$, es el agente reductor.

La respuesta correcta es la **c**.

1.38. Cuál de las afirmaciones siguientes es cierta:
a) En la reacción Mg + ½ O_2 → MgO el magnesio ha ganado dos electrones.
b) Cuando una sustancia pierde electrones ha de haber otra que los gane.
c) Un elemento químico se reduce cuando su número de oxidación pasa a otro más positivo.
d) Un elemento químico se oxida al pasar su número de oxidación de menos a más negativo.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

a) Falso. La transformación de Mg en MgO es una oxidación ya que en el proceso se ceden electrones:

$$Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2\ e^-$$

b) **Verdadero**. El oxidante cede electrones y se reduce, y los transfiere al reductor que los capta y se oxida.

c-d) Falso. La oxidación es el proceso en el que un elemento aumenta su número de oxidación, mientras que, la reducción es el proceso en el que un elemento disminuye su número de oxidación.

La respuesta correcta es la **b**.

1.39. De los compuestos químicos siguientes: CH_4, CH_3OH, CO_2 y CO, la forma más oxidada del carbono es:
a) CH_4
b) CO
c) CO_2
d) CH_3OH

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

Teniendo en cuenta que en los compuestos dados el número de oxidación del oxígeno es −2 y del hidrógeno +1, el número de oxidación del carbono en ellos es:

CH_4: $x + 4(+1) = 0 \rightarrow x = -4$

CO: $x + (-2) = 0 \rightarrow x = +2$

CO_2: $x + 2\ (-2) = 0 \rightarrow x = +4$

CH_3OH: $x + 4\ (+1) + (-2) = 0 \rightarrow x = -2$

La respuesta correcta es la **c**.

1.40. El fósforo forma tres compuestos químicos bien conocidos con el cloro: PCl_3, PCl_5 y $POCl_3$. ¿Cuáles son los números de oxidación del fósforo en estos compuestos?

	PCl_3	PCl_5	$POCl_3$
a)	−3	−5	−1
b)	+3	+5	−3
c)	+3	+5	+3
d)	+3	+5	+5

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

Teniendo en cuenta que en los compuestos propuestos el número de oxidación del oxígeno es −2 y del cloro −1, el número de oxidación del fósforo en ellos es:

PCl_3: $x + 3\ (-1) = 0 \rightarrow x = +3$

PCl_5: $x + 5\ (-1) = 0 \rightarrow x = +5$

$POCl_3$: $x + 3\ (-1) + (-2) = 0 \rightarrow x = +5$

La respuesta correcta es la **d**.

1.41. Una de las siguientes afirmaciones es cierta:
a) Si un elemento químico gana electrones se dice que se ha oxidado.
b) Cuando un elemento químico gana electrones se dice que se ha reducido.
c) Cuando un elemento químico aumenta su número de oxidación se dice que se ha reducido.
d) Cuando un ion cede electrones es un oxidante.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

a-c) Falso. La oxidación es el proceso en el que un elemento cede electrones y aumenta su número de oxidación.

b) **Verdadero**. La reducción es el proceso en el que un elemento capta electrones y disminuye su número de oxidación.

d) Falso. Cualquier especie que cede electrones aumenta su número de oxidación, por tanto, es un reductor.

La respuesta correcta es la **b**.

1.42. En la reacción $S + O_2 \rightarrow SO_2$, el oxígeno es:
a) Un agente reductor
b) Un agente oxidante
c) Un ácido de Brönsted
d) Una molécula anfótera

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

Las semirreacciones correspondientes al proceso son:

reducción: $O_2 + 4\ e^- \rightarrow 2\ O^{2-}$

oxidación: $S \rightarrow S^{4+} + 4\ e^-$

El O_2 capta electrones y se reduce, es el agente oxidante.

La respuesta correcta es la **b**.

1.43. El número de oxidación del O en el peróxido de hidrógeno, H_2O_2, es:
a) –2
b) –1
c) +1
d) +2

(O.Q.L. Castilla y León 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

Teniendo en cuenta que en la especie propuesta el número de oxidación del hidrógeno es +1, el número de oxidación del oxígeno en la misma es:

$$2\ (+1) + 2\ (x) = 0 \quad \rightarrow \quad x = -1$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.44. El número de oxidación del uranio en el nitrato de uranilo, $UO_2(NO_3)_2$, es:
a) +2
b) +7
c) +4
d) +5
e) +6

(O.Q.L. La Rioja 2006) (O.Q.L. Valencia 2010)

Teniendo en cuenta que en la especie dada el número de oxidación del oxígeno es –2 y del nitrógeno +5 y, que en un compuesto la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran es 0, se puede plantear la siguiente ecuación:

$$x + 8\ (-2) + 2\ (+5) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +6$$

La respuesta correcta es la **e**.

(En la cuestión propuesta en La Rioja 2006 se hace la pregunta para el ion uranilo).

1.45. El número de oxidación del nitrógeno en el tetróxido de dinitrógeno es:
a) 2
b) 3
c) 4
d) 5

(O.Q.L. Murcia 2006)

Teniendo en cuenta que en el N_2O_4 el número de oxidación del oxígeno es –2, el número de oxidación del nitrógeno en la misma es:

$$2\,(x) + 4\,(-2) = 0 \qquad \rightarrow \qquad x = +4$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.46. Una de las especies que se proponen puede actuar como reductora:
a) Flúor molecular
b) Átomos de sodio metálico
c) Aniones clorato
d) Iones oxidanio

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

Para que una especie actúe como reductora debe tener un número de oxidación bajo, de forma que solo pueda ceder electrones y oxidarse. De las especies propuestas:

a) Falso. El F_2 tiene número de oxidación 0 y, su mínimo número es –1, por tanto, solo puede comportarse como oxidante.

b) **Verdadero**. El Na tiene número de oxidación 0, que es el valor mínimo que puede tener y solo puede pasar a +1, por tanto, solo puede comportarse como reductor.

c) Falso. En el ClO_3^-, el cloro tiene número de oxidación +5, y su valor mínimo es –1, por tanto, se comporta como oxidante. Solo frente a oxidantes muy enérgicos es posible que pase a +7 y se comporte como reductor.

d) Falso. En el H_3O^+, el hidrógeno tiene número de oxidación +1, el máximo posible, por tanto, solo puede comportarse como oxidante.

La respuesta correcta es la **b**.

1.47. El número de oxidación del azufre en la molécula de octoazufre, S_8, es igual a:
a) 1/8
b) 2
c) 1
d) 0

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

Todo elemento en su forma atómica o molecular tiene de número de oxidación 0.

La respuesta correcta es la **d**.

1.48. El índice o número de oxidación del carbono en el ion $C_2O_4^{2-}$ es:
a) +2
b) –2
c) +3
d) +4

(O.Q.L. La Rioja 2007)

Sabiendo que el número de oxidación del oxígeno es, habitualmente, –2, y que en un ion la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran coincide con la carga del mismo, para calcular el número de oxidación del carbono puede plantearse la siguiente ecuación:

$$2\,(x) + 4\,(-2) = -2 \quad \rightarrow \quad x = +3$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.49. De las siguientes parejas de sustancias propuestas, indique la que está constituida por una especie que solo puede actuar como oxidante y otra que solo puede actuar como reductor:
a) MnO, S^{2-}
b) H_2O_2, S
c) HNO_3, SO_3^{2-}
d) HNO_3, S^{2-}
e) ClO_3^-, S

(O.Q.N. Castellón 2008)

Para que una sustancia pueda actuar solo como oxidante debe encontrarse en su máximo estado de oxidación, de forma que únicamente pueda reducirse.

De forma análoga, para que una sustancia pueda actuar solo como reductor debe encontrarse en su mínimo estado de oxidación, de forma que únicamente pueda oxidarse.

Teniendo en cuenta que en las especies propuestas el número de oxidación del oxígeno es –2, salvo en los peróxidos que es –1, y del hidrógeno +1, el número de oxidación de los otros elementos en estas especies son:

- MnO $\quad x + (-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +2$
- H_2O_2 $\quad 2\,(x) + 2\,(-1) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +1$
- HNO_3 $\quad +1 + x + 3\,(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +5$
- SO_3^{2-} $\quad x + 3\,(-2) = -2 \quad \rightarrow \quad x = +4$
- ClO_3^- $\quad x + 3\,(-2) = -1 \quad \rightarrow \quad x = +5$

a) Falso. [MnO (estado de oxidación Mn: +2)
S^{2-} (estado de oxidación S: –2) → mínimo

b) Falso. [H_2O_2 (estado de oxidación O: –1)
S (estado de oxidación S: 0)

c) Falso. [HNO_3 (estado de oxidación N: +5) → máximo
SO_3^{2-} (estado de oxidación S: +4)

d) **Verdadero**. [HNO_3 (estado de oxidación N: +5) → máximo
S^{2-} (estado de oxidación S: –2) → mínimo

e) Falso. [ClO_3^- (estado de oxidación Cl: +5)
S (estado de oxidación S: 0)

La respuesta correcta es la **d**.

1.50. En uno de los procesos siguientes se precisa de un reductor:
a) Dióxido de manganeso → Óxido de manganeso(II)
b) Trióxido de azufre → Ácido sulfúrico
c) Carbonato de calcio → Óxido de calcio
d) Dióxido de titanio → Catión divalente del monóxido de titanio

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

a) **Verdadero**. La semirreacción propuesta es de reducción ya que el dióxido de manganeso, oxidante, capta electrones que le cede el reductor y se reduce:

$$MnO_2 + 2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow MnO + H_2O$$

b-c-d) Falso. Las semirreacciones propuestas no son de oxidación-reducción ya que no se intercambian electrones entre las especies:

$$SO_3 + H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 2\ H^+$$

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$

$$TiO_2 + 2\ H^+ \rightarrow TiO^{2+} + H_2O$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.51. Un oxidante es aquel que:
a) Siempre contiene oxígeno.
b) Se reduce fácilmente durante la reacción.
c) Se oxida fácilmente.
d) Se reduce frente al agua.
e) Se oxida solo en presencia de un agente reductor.

(O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2009)

El oxidante es la especie química que capta electrones procedentes del reductor y se reduce.

No tiene necesariamente que contener oxígeno, un ejemplo claro de ello son los halógenos, elementos que son excelentes oxidantes:

$$F_2(g) + 2\ e^- \rightarrow 2\ F^-(aq)$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.52. Un agente reductor:
a) Contiene un elemento cuyo estado de oxidación disminuye en la reacción redox.
b) Contiene un elemento cuyo estado de oxidación aumenta en la reacción redox.
c) Contiene un elemento que gana electrones en la reacción.
d) Los elementos que lo constituyen no modifican su estado de oxidación.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

El reductor es la especie química que cede electrones y se oxida, por tanto, aumenta su estado de oxidación.

La respuesta correcta es la **b**.

1.53. Indique cuál de las afirmaciones que se dan es la correcta:
a) Un reductor se reduce oxidando a un oxidante.
b) Un oxidante se reduce oxidando a un reductor.
c) Un oxidante reduce a un reductor y él se oxida.
d) Un reductor se oxida oxidando a un oxidante.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Un oxidante es una especie que capta electrones y se reduce oxidando a un reductor que es la especie que los cede.

La respuesta correcta es la **b**.

1.54. Cuando el hierro elemental se oxida:
a) Aumenta el número de electrones.
b) Disminuye el número de protones.
c) Se forma un ion con carga negativa.
d) Disminuye el número de electrones.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La oxidación es el proceso en el que una especie química cede electrones y, por tanto, disminuye su número de electrones. En el caso del hierro:

oxidación: $Fe \rightarrow Fe^{3+} + 3\ e^-$

La respuesta correcta es la **d**.

1.55. Los estados formales de oxidación del nitrógeno en el nitrato de amonio, NH_4NO_3, son:
a) +3 y –3
b) +3 y –5
c) –3 y +5
d) –3 y –5

(O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Sevilla 2018)

El NH_4NO_3 es un compuesto con enlace predominantemente iónico formado por los iones amonio, NH_4^+, y nitrato, NO_3^-.

▪ En el ion NH_4^+, considerando que el número de oxidación del hidrógeno es +1, el número de oxidación del nitrógeno es:

$$x + 4\ (+1) = +1 \quad \rightarrow \quad x = -3$$

▪ En el ion NO_3^-, considerando que el número de oxidación del oxígeno es –2, el número de oxidación del nitrógeno es:

$$x + 3\ (-2) = -1 \quad \rightarrow \quad x = +5$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.56. Para la siguiente reacción ajustada:

$$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14\ H^+(aq) + 6\ Ag(s) \rightarrow 2\ Cr^{3+}(aq) + 6\ Ag^+(aq) + 7\ H_2O(l)$$

a) Ag(s) es el agente oxidante.
b) Ag^+ es el agente reductor.
c) H^+ se oxida.
d) Cr^{6+} se reduce.

(O.Q.L. Madrid 2008)

Las semirreacciones que tienen lugar son:

reducción: $Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$

▪ El ion $Cr_2O_7^{2-}$ (Cr^{6+}) es el oxidante que gana electrones y se reduce.

oxidación: $Ag \rightarrow Ag^+ + e^-$

▪ El metal Ag es el reductor que cede electrones y se oxida.

La respuesta correcta es la **d**.

1.57. ¿Cuál de las siguientes especies químicas actúa solamente como agente reductor?
a) Na
b) Cl_2
c) S
d) SO_3^{2-}

(O.Q.L. Madrid 2008)

a) **Verdadero**. De todas las especies propuestas la única que puede actuar solo como agente reductor es el Na ya que solo puede oxidarse a Na^+:

$Na \rightarrow Na^+ + e^-$

b) Falso. Cl_2 es uno de los agentes oxidante más fuerte que existe y solo puede reducirse a Cl^-.

c) Falso. S puede oxidarse a S^{4+} o S^{6+}, o bien reducirse a S^{2-}.

d) Falso. SO_3^{2-} puede oxidarse a S^{6+}, o bien reducirse a S o S^{2-}.

La respuesta correcta es la **a**.

1.58. En la reacción:

$$K_2Cr_2O_7 + 6\ FeCl_2 + 14\ HCl \rightarrow 2\ CrCl_3 + 6\ FeCl_3 + 2KCl + 7\ H_2O$$

a) Los aniones $Cr_2O_7^{2-}$ actúan como reductores.
b) Los iones Fe^{2+} actúan como oxidantes.
c) Los iones Cl^- actúan como reductores.
d) Los iones Fe^{2+} se oxidan.

(O.Q.L. Asturias 2008) (O.Q.L. Sevilla 2018)

Las semirreacciones que tienen lugar son:

reducción: $Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$

- $Cr_2O_7^{2-}$ se comporta como oxidante ya que capta electrones y se reduce.

oxidación: $2\ (Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-)$

- Fe^{2+} se comporta como reductor ya que cede electrones y se oxida.

La respuesta correcta es la **d**.

1.59. En una reacción redox, el oxidante:
a) Cede electrones al reductor, que se oxida.
b) Recibe electrones del reductor, que se oxida.
c) Cede electrones al reductor, que se reduce.
d) Recibe electrones del reductor, que se reduce.

(O.Q.L. Asturias 2008)

- El oxidante es la especie química que capta electrones y se reduce.
- El reductor es la especie química que cede electrones y se oxida.

La respuesta correcta es la **b**.

1.60. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?
Se denomina reductor a aquella sustancia que:
a) Se oxida.
b) Obliga a otros compuestos a captar electrones.
c) Pierde electrones.
d) Obliga a otros compuestos a oxidarse.

(O.Q.L. La Rioja 2008)

a-c) Verdadero. El reductor es la especie química que cede electrones y se oxida.

b) Verdadero. El reductor es la especie química que cede electrones al oxidante que los capta.

d) **Falso**. El reductor es la especie química que reduce al oxidante.

La respuesta correcta es la **d**.

1.61. El bromo se encuentra en el estado de oxidación +3 en el compuesto:
a) $HBrO_3$
b) NH_4Br
c) $HBrO_2$
d) HBr

(O.Q.L. La Rioja 2008)

Teniendo en cuenta que en las especies dadas el número de oxidación del oxígeno es –2, del hidrógeno +1, del nitrógeno –3 y, que en un compuesto la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran es 0, se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

a) En el $HBrO_3$: $+1 + x + 3\,(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +5$

b) En el NH_4Br: $-3 + 4\,(+1) + x = 0 \quad \rightarrow \quad x = -1$

c) En el $HBrO_2$: $+1 + x + 2\,(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +3$

d) En el HBr: $+1 + x = 0 \quad \rightarrow \quad x = -1$

La respuesta correcta es la **c**.

1.62. En la reacción:

$$2\,AgNO_3(aq) + Fe(s) \rightarrow Fe(NO_3)_2(aq) + 2\,Ag(s)$$

a) Los cationes Ag^+ actúan como reductores.
b) Los aniones NO_3^- actúan como oxidantes.
c) Fe(s) es el oxidante.
d) Fe(s) se reduce a Fe^{2+}.
e) Los cationes Ag^+ se reducen a Ag(s).

(O.Q.L. Canarias 2008) (O.Q.L. País Vasco 2021)

Las semirreacciones que tienen lugar son:

reducción: $2\,(Ag^+ + e^- \rightarrow Ag)$

- El catión Ag^+ se comporta como oxidante que capta electrones y se reduce a Ag.

oxidación: $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\,e^-$

- El metal Fe se comporta como reductor que cede electrones y se oxida a Fe^{2+}.

La respuesta correcta es la **e**.

1.63. ¿Cuál es el número de oxidación del Mn en la sal hidratada: $CsMn(SO_4)_2{\cdot}12H_2O$?
a) +1
b) +2
c) +3
d) +4
e) +5

(O.Q.N. Ávila 2009)

No teniendo en cuenta a las moléculas de agua y, sabiendo que los números de oxidación del Cs y O son, respectivamente, +1 y –2, que el número de oxidación del S en los sulfatos es +6 y, que en un compuesto la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran es 0, se puede plantear la siguiente ecuación:

$$+1 + x + 2\,(+6) + 8\,(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +3$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.64. ¿Cuál es el estado de oxidación del manganeso en el ion manganato, MnO_4^{2-}?
a) +6
b) +4
c) –6
d) +7

(O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. Murcia 2014)

Teniendo en cuenta que el número de oxidación del oxígeno es –2 y, que en un ion la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran coincide con la carga de este, se puede plantear la siguiente ecuación:

$x + 4\,(-2) = -2 \quad \rightarrow \quad x = +6$

La respuesta correcta es la **a**.

(En la cuestión propuesta en Murcia 2014 se cambia el ion manganato por la sal manganato de potasio).

1.65. ¿En qué compuesto el estado formal de oxidación del nitrógeno es –2?
a) NH_3
b) HNO_3
c) NO_2
d) N_2H_4

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

Teniendo en cuenta que en las especies dadas el número de oxidación del oxígeno es –2, del hidrógeno +1, el número de oxidación del nitrógeno en las mismas es:

a) En el NH_3: $x + 3\,(+1) = 0 \quad \rightarrow \quad x = -3$

b) En el HNO_3: $+1 + x + 3\,(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +5$

c) En el NO_2: $x + 2\,(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +4$

d) En el N_2H_4: $2\,(x) + 4\,(+1) = 0 \quad \rightarrow \quad x = -2$

La respuesta correcta es la **d**.

1.66. En el siguiente proceso siderúrgico:
$Fe_2O_3 + 3\,CO \rightarrow 2\,Fe + 3\,CO_2$
¿Cuál de las siguientes proposiciones es correcta?
a) El hierro se reduce.
b) El carbono se reduce.
c) El oxígeno se reduce.
d) El hierro se oxida.

(O.Q.L. Madrid 2009)

Las semirreacciones que tienen lugar son:

reducción: $Fe^{3+} + 3\,e^- \rightarrow Fe$

- El ion Fe^{3+} es el oxidante, la especie que gana electrones y se reduce.

oxidación: $C^{2+} \rightarrow C^{4+} + 2\,e^-$

- El carbono es el reductor, la especie que cede electrones y se oxida.

La respuesta correcta es la **a**.

1.67. Determine los estados de oxidación del nitrógeno en las siguientes especies: N_2O_4, NO_3^-, N_2.
a) 4, 5, 0
b) 4, 5, 1
c) 3, 5, 0
d) 3, 4 0

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

Teniendo en cuenta que en las especies dadas el número de oxidación del oxígeno es –2, el número de oxidación del nitrógeno en las mismas es:

- En el N_2O_4: $2\,(x) + 4\,(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +4$
- En el NO_3^-: $x + 3\,(-2) = -1 \quad \rightarrow \quad x = +5$
- En el N_2: $2\,(x) = 0 \quad \rightarrow \quad x = 0$

La respuesta correcta es la **a**.

1.68. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es incorrecta:
a) Un oxidante es una sustancia que gana electrones.
b) Un oxidante es una sustancia que obliga a otros compuestos a reducirse.
c) Un oxidante es una sustancia que obliga a otros compuestos a ceder electrones.
d) Un oxidante es una sustancia que se reducirá.

(O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011)

a-c-d) Correcto. El oxidante es la especie química que capta electrones y se reduce.

b) **Incorrecto**. El oxidante es la especie química que oxida al reductor.

La respuesta correcta es la **b**.

1.69. ¿Cuál de los siguientes procesos no corresponde a una oxidación?
a) $Mn - 2\,e^- \rightarrow Mn^{2+}$
b) $Br_2 + 2\,e^- \rightarrow 2\,Br^-$
c) $Li - e^- \rightarrow Li^+$
d) $Co^{2+} \rightarrow Co^{3+} + e^-$

(O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011)

Una oxidación es un proceso en el que una especie cede electrones y aumenta su número de oxidación.

▪ En las semirreacciones propuestas en los apartados a), c) y d), los elementos Mn, Li y Co, respectivamente, ceden electrones y aumentan su número de oxidación, por tanto, se trata de oxidaciones.

▪ En la semirreacción propuesta en el apartado b), el Br capta electrones y disminuye su número de oxidación, por tanto, se trata de una reducción.

La respuesta correcta es la **b**.

1.70. Señale cuál es la especie en la que el azufre tiene el estado de oxidación formal más alto:
a) Anión sulfito, SO_3^{2-}
b) Anión tiosulfato, $S_2O_3^{2-}$
c) Anión hidrogenosulfato, HSO_4^-
d) Azufre octoatómico, S_8

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

Teniendo en cuenta que en las especies dadas el número de oxidación del oxígeno es −2 y del hidrógeno +1 y, que en un ion la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran coincide con la carga de este, se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

a) En el SO_3^{2-}: $x + 3\,(-2) = -2 \rightarrow x = +4$

b) En el $S_2O_3^{2-}$: $2\,(x) + 3\,(-2) = -2 \rightarrow x = +2$

c) En el HSO_4^- : $+1 + x + 4\,(-2) = -1 \rightarrow x = +6$

d) En el S_8: $8\,x = 0 \rightarrow x = 0$

La respuesta correcta es la **c**.

1.71. Dada su gran electronegatividad los halógenos son oxidantes fuertes. El orden creciente del carácter oxidante será:
a) $F_2 > Cl_2 > I_2 > Br_2$
b) $I_2 > Br_2 > Cl_2 > F_2$
c) $F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$
d) $Cl_2 > Br_2 > I_2 > F_2$

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

El carácter oxidante de una especie mide su facilidad para captar electrones. En los halógenos este es tanto mayor cuanto más elevada sea su electronegatividad (valores de Pauling):

F_2 (3,98) > Cl_2 (3,16) > Br_2 (2,96) > I_2 (2,66)

La respuesta correcta es la **c**.

1.72. Para una mezcla estequiométrica de reactivos, ¿cuál de las siguientes afirmaciones describe mejor los cambios que se producen cuando esta reacción se ha completado?

$$Zn + 4\ HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + 2\ NO_2 + 2\ H_2O$$

a) Todo el zinc se ha oxidado y parte del nitrógeno se ha reducido.
b) Todo el zinc se ha oxidado y todo el nitrógeno se ha reducido.
c) Parte del zinc se ha oxidado y todo el nitrógeno se ha reducido.
d) Parte del zinc se ha oxidado y parte del nitrógeno se ha reducido.

(O.Q.L. Asturias 2010)

Las semirreacciones que tienen lugar son:

reducción: $2\ (NO_3^- + 2\ H^+ + e^- \rightarrow NO_2 + H_2O)$

oxidación: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$

global: $2\ NO_3^- + 4\ H^+ + Zn \rightarrow NO_2 + H_2O + Zn^{2+}$

Como se observa, parte del HNO_3, solo 2 de los 4 mol de NO_3^-, se comportan como oxidante y se reducen, mientras que todo el Zn se oxida.

La respuesta correcta es la **a**.

1.73. En la siguiente reacción química:

$$Cl_2 + OH^- \rightarrow Cl^- + ClO^- + H^+$$

se puede decir:
a) El Cl_2 es el agente oxidante y el OH^- es el agente reductor.
b) El Cl_2 es el agente reductor y el OH^- es el agente oxidante.
c) No es una reacción de oxidación-reducción.
d) El Cl_2 es a la vez el agente oxidante y el reductor.

(O.Q.L. Asturias 2010)

Las semirreacciones que tienen lugar son:

reducción: $Cl_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ Cl^-$

- El Cl_2 es el oxidante la especie que gana electrones y se reduce.

oxidación: $Cl_2 + 2\ H_2O \rightarrow 2\ ClO^- + 4\ H^+ + 2\ e^-$

- El Cl_2 es el reductor la especie que cede electrones y se oxida.

En esta reacción se produce la dismutación o desproporción del Cl_2.

La respuesta correcta es la **d**.

1.74. La siguiente reacción redox tiene lugar en medio ácido:

$$MnO_4^- + HCl \rightarrow Mn^{2+} + Cl_2 + H_2O$$

a) Cl^- es el agente oxidante.
b) MnO_4^- experimenta una oxidación.
c) MnO_4^- actúa como oxidante fuerte.
d) H^+ se comporta como agente oxidante.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

Las semirreacciones que tienen lugar son:

reducción: $2\ (MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O)$

- MnO_4^- se comporta como oxidante, gana electrones y se reduce.

oxidación: $5\ (Cl^- + 3\ H_2O \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-)$

▪ Cl^- se comporta como reductor, cede electrones y se oxida.

La respuesta correcta es la **c**.

1.75. Cuando se adiciona $KMnO_4$ a una disolución acidificada de ácido oxálico, $H_2C_2O_4$, se producen iones Mn^{2+} y CO_2 gas. ¿Cuál es el agente reductor de esta reacción?
a) $KMnO_4$
b) $H_2C_2O_4$
c) H_2O
d) CO_2

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

Las semirreacciones que tienen lugar son:

reducción: $2\ (MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O)$

oxidación: $H_2C_2O_4 \rightarrow 2\ CO_2 + 2\ H^+ + 2\ e^-$

El agente reductor es el $H_2C_2O_4$ ya que cede electrones y se oxida.

La respuesta correcta es la **b**.

1.76. El manganeso presenta estado de oxidación +6 en el compuesto:
a) $HMnO_4$
b) MnO_2
c) H_2MnO_4
d) Mn_2O_3

(O.Q.L. La Rioja 2013)

Teniendo en cuenta que en las especies dadas el número de oxidación del oxígeno es −2 y del hidrógeno +1, el número de oxidación del manganeso en las mismas es:

a) En el $HMnO_4$: $+1 + x + 4\ (-2) = 0 \rightarrow x = +7$

b) En el MnO_2: $x + 2\ (-2) = 0 \rightarrow x = +4$

c) En el H_2MnO_4: $2\ (+1) + x + 4\ (-2) = 0 \rightarrow x = +6$

d) En el Mn_2O_3: $2\ (x) + 3\ (-2) = 0 \rightarrow x = +3$

La respuesta correcta es la **c**.

1.77. Para la reacción:

$$Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO$$

El agente oxidante y el agente reductor son, respectivamente:
a) Cu^{2+} y Cu
b) NO_3^- y NO
c) NO_3^- y Cu
d) Cu y HNO_3

(O.Q.L. La Rioja 2013)

▪ El HNO_3 se comporta como oxidante ya que capta electrones y se reduce:

reducción: $NO_3^- + 4\ H^+ + 3\ e^- \rightarrow NO + 2\ H_2O$

▪ El Cu se comporta como reductor ya que cede electrones y se oxida:

oxidación: $Cu \rightarrow Cu^+ + 2\ e^-$

La respuesta correcta es la **c**.

1.78. Indique cuál es el estado de oxidación del azufre en el compuesto $Na_2S_2O_6$:
a) +4
b) +6
c) +5
d) −6

(O.Q.L. La Rioja 2013)

Considerando que ambos átomos de azufre tengan el mismo número de oxidación, y sabiendo que los números de oxidación del Na 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, se puede plantear la siguiente ecuación:

$$2\,(+1) + 2\,(x) + 6\,(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +5$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.79. ¿En cuál de las siguientes especies el elemento indicado tiene número de oxidación +2?
a) SO_2Cl_2 (S)
b) $[Fe(CN)_6]^{4-}$ (Fe)
c) HNO_2 (N)
d) $Ni(CO)_4$ (Ni)

(O.Q.L. La Rioja 2014)

a) Falso. Sabiendo que los números de oxidación del Cl 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, se puede plantear la siguiente ecuación:

$$x + 2\,(-2) + 2\,(-1) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +6$$

b) **Verdadero**. Sabiendo que los números de oxidación del C y N son, respectivamente, +2 y −3 y, que en un ion la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran coincide con la carga del mismo, se puede plantear la siguiente ecuación:

$$x + 6\,(+2) + 6\,(-3) = -4 \quad \rightarrow \quad x = +2$$

c) Falso. 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, se puede plantear la siguiente ecuación:

$$+1 + x + 2\,(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +3$$

d) Falso. Sabiendo que los números de oxidación del C y O son, respectivamente, +2 y −2 y, que en un compuesto la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran es 0, se puede plantear la siguiente ecuación:

$$x + 4\,(+2) + 4\,(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = 0$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.80. ¿En cuál de las siguientes especies químicas presenta el nitrógeno mayor estado de oxidación?
a) NO
b) N_2O
c) NO_2
d) NH_3
e) KNO_3

(O.Q.L. Madrid 2014)

Teniendo en cuenta que en las especies dadas el número de oxidación del oxígeno es −2, del hidrógeno +1 y del potasio +1, el número de oxidación del nitrógeno en las mismas es:

a) En el NO: $x + (-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +2$

b) En el N_2O: $2\,(x) + (-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +1$

c) En el NO_2: $x + 2\,(-2) = 0$ → $x = +4$

d) En el NH_3: $x + 3\,(+1) = 0$ → $x = -3$

e) En el KNO_3: $+1 + x + 3\,(-2) = 0$ → $x = +5$

La respuesta correcta es la **e**.

1.81. Identifique cuál es el agente oxidante en la siguiente reacción (no ajustada):

$$HAsO_2(aq) + Sn^{2+}(aq) + H^+(aq) \rightarrow As(s) + Sn^{4+}(aq) + H_2O(l)$$

a) $HAsO_2(aq)$
b) $Sn^{2+}(aq)$
c) $H^+(aq)$
d) $Sn^{4+}(aq)$

(O.Q.L. La Rioja 2015)

El agente oxidante es la especie que se reduce, es decir, que capta electrones. En esta reacción es el $HAsO_2$:

$$AsO_2^- + 4\,H^+ + 3\,e^- \rightarrow As + 2\,H_2O$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.82. Para las siguientes sustancias, ¿cuál es la secuencia correcta en la que va aumentando el número de oxidación del oxígeno?

a) O_2, H_2O, OF_2, H_2O_2
b) H_2O, H_2O_2, O_2, OF_2
c) H_2O_2, O_2, H_2O, OF_2
d) OF_2, O_2, H_2O_2, H_2O

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

Teniendo en cuenta que en las especies dadas el número de oxidación del hidrógeno +1 y del flúor −1, el número de oxidación del oxígeno en las mismas es:

- En el O_2: $2\,x = 0$ $x = 0$
- En el H_2O: $2\,(+1) + x = 0$ → $x = -2$
- En el OF_2: $x + 2\,(-1) = 0$ → $x = +2$
- En el H_2O_2: $2\,(+1) + 2\,(x) = 0$ → $x = -1$

La secuencia con orden creciente de número de oxidación del oxígeno es:

H_2O, H_2O_2, O_2, OF_2

La respuesta correcta es la **b**.

1.83. En la siguiente reacción:

$$K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow CrCl_3 + Cl_2 + KCl + H_2O$$

el agente oxidante y el reductor son, respectivamente:

a) $K_2Cr_2O_7$ y HCl
b) $K_2Cr_2O_7$ y Cl_2
c) KCl y $K_2Cr_2O_7$
d) Cl_2 y $K_2Cr_2O_7$
e) HCl y $CrCl_3$

(O.Q.L. Madrid 2015)

Las semirreacciones son:

$$\text{reducción: } Cr_2O_7^{2-} + 14\,H^+ + 6\,e^- \rightarrow 2\,Cr^{3+} + 7\,H_2O$$

- El $K_2Cr_2O_7$ se comporta como oxidante ya que gana electrones y se reduce.

oxidación: $2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-$

▪ El HCl se comporta como reductor ya que cede electrones y se oxida.

La respuesta correcta es la **a**.

1.84. El dicromato de potasio reacciona con los alcoholes primarios produciendo aldehídos, los cuales pueden transformarse posteriormente en ácidos carboxílicos. En una primera etapa, el etanol se transforma en etanal en medio de ácido sulfúrico de acuerdo con la siguiente reacción:

$$K_2Cr_2O_7 + 3\ CH_3CH_2OH + 4\ H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 3\ CH_3CHO + K_2SO_4 + 7\ H_2O$$

Indique cuál o cuáles de las siguientes proposiciones son correctas:

1. El dicromato de potasio se oxida y el estado de oxidación del cromo en esta sustancia es +6.
2. El etanol es el reductor.
3. El ácido sulfúrico es el oxidante de la reacción.
4. El estado de oxidación del Cr en el dicromato de potasio es +7 y en el sulfato de cromo es +3.
5. El etanal es el reductor cuando es transformado en ácido etanoico.

a) 1
b) 4
c) 2 y 5
d) 1 y 3
e) 1, 2 y 4

(O.Q.L. Galicia 2015)

1. Falso. La ecuación correspondiente a la semirreacción de reducción del dicromato en medio ácido es:

reducción: $Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$

El dicromato es el oxidante que gana $3\ e^-$ y el cromo pasa de estado de oxidación +6 a +3 y se reduce.

2. **Verdadero**. La ecuación correspondiente a la semirreacción de oxidación del etanol en medio ácido es

oxidación: $CH_3CH_2OH \rightarrow CH_3CHO + 2\ H^+ + 2\ e^-$

El etanol es el reductor que cede $2\ e^-$ y se oxida a etanal.

3. Falso. La misión del ácido sulfúrico en la reacción es ceder protones y recoger cationes.

4. Falso. Se ha demostrado en el apartado 1.

5. **Verdadero**. La ecuación correspondiente a la semirreacción de oxidación del etanal a ácido acético es:

oxidación: $CH_3CHO + H_2O \rightarrow CH_3COOH + 2\ H^+ + 2\ e^-$

El etanal es el reductor que cede $2\ e^-$ y se oxida a ácido etanoico.

La respuesta correcta es la **c**.

1.85. Dada la reacción sin ajustar:

$$Cu_2S + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$$

Indique cuál de las afirmaciones es verdadera:

a) El Cu se reduce, el Cr se oxida y el S no se modifica.
b) El Cu se oxida, el Cr se reduce y el S no se modifica.
c) El Cu se oxida, el Cr se reduce y el S se oxida.
d) El Cu se oxida, el Cr se reduce y el S se reduce.
e) No es una reacción redox.

(O.Q.L. País Vasco 2016) (O.Q.L. País Vasco 2018)

La ecuación iónica es:

$$2\ Cu^+\ S^{2-} + 2\ K^+\ Cr_2O_7^{2-} + 2\ H^+\ SO_4^{2-} \rightarrow Cu^{2+}\ SO_4^{2-} + 2\ Cr^{3+}\ 3\ SO_4^{2-} + 2\ K^+\ SO_4^{2-} + H_2O$$

Las semirreaciones que tienen lugar son:

reducción: $Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$

oxidación: $6\ (2\ Cu^{+} \rightarrow 2\ Cu^{2+} + 2\ e^{-})$

oxidación: $6\ (S^{2-} + 4\ H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 8\ H^{+} + 8\ e^{-})$

- $Cr_2O_7^{2-}$ es el oxidante, la especie que gana electrones y se reduce.
- Cu^{+} y S^{2-} son reductores, las especies que ceden electrones y se oxidan.

La respuesta correcta es la **c**.

1.86. El valor de n en la fórmula $Be_nAl_2Si_6O_{18}$ es:
a) 3
b) 5
c) 7
d) 9
e) 11

(O.Q.L. País Vasco 2016)

Sabiendo que los números de oxidación del Be, Al, Si y O son, respectivamente, +2, +3, +4, −2 y, que en un compuesto la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran es 0 se puede plantear la siguiente ecuación:

$$n\ (+2) + 2\ (+3) + 6\ (+4) + 18\ (-2) = 0 \quad \rightarrow \quad n = 3$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.87. El sulfuro de hidrógeno reacciona con permanganato de potasio en medio ácido para dar azufre dicloruro de manganeso, además de cloruro de potasio y agua. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:
a) En el proceso de reducción se forma agua.
b) La oxidación produce azufre.
c) El permanganto de potasio es el agente oxidante.
d) El sulfuro de hidrógeno es el agente oxidante.

(O.Q.L. La Rioja 2016)

La reacción redox propuesta es:

$$H_2S + KMnO_4 + HCl \rightarrow S + MnCl_2 + KCl + H_2O$$

La ecuación iónica es:

$$2\ H^{+}\ S^{2-} + K^{+}\ MnO_4^{-} + H^{+} + Cl^{-} \rightarrow S + Mn^{2+}$$

Las semirreacciones son:

reducción: $2\ (MnO_4^{-} + 8\ H^{+} + 5\ e^{-} \rightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O)$

oxidación: $5\ (S^{2-} \rightarrow S + 2\ e^{-})$

- MnO_4^{-} es el oxidante, la especie que gana electrones y se reduce.
- S^{2-} es el reductor, la especie que cede electrones y se oxida.

La respuesta correcta es la **d**.

1.88. Un reductor es una especie química:
a) Que cede electrones a otra.
b) En la que uno de sus átomos sufre una disminución de su número de oxidación.
c) Que oxida a otra.
d) Que reduce la velocidad de reacción.

(O.Q.L. Madrid 2016)

El reductor es la especie química que cede electrones y se oxida, por lo que aumenta su número de oxidación.

La respuesta correcta es la **a**.

1.89. El número de oxidación del Cu en el compuesto $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ es:
a) +1
b) +2
c) −1
d) −2

(O.Q.L. Murcia 2017)

No teniendo en cuenta a las moléculas de agua y, sabiendo que el número de oxidación del O es −2 y que el número de oxidación del S en los sulfatos es +6 y, que en un compuesto la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran es 0, se puede plantear la siguiente ecuación:

$$x + 6 + 4\,(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +2$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.90. En el laboratorio se dispone de cuatro metales (M_1, M_2, M_3 y M_4) y de cuatro disoluciones de los correspondientes iones monovalentes (M_1^+, M_2^+, M_3^+ y M_4^+).
Se realizan varios experimentos en tubos de ensayo, de modo que cada metal se enfrenta a las disoluciones de los otros cationes metálicos. Los resultados obtenidos se agrupan en la siguiente tabla adjunta.
(Sí: se observan cambios en la superficie del metal. No: no hay cambios en la superficie del metal).

Metal/Catión	M_1^+	M_2^+	M_3^+	M_4^+
M_1		No	No	Sí
M_2	Sí		Sí	Sí
M_3	Sí	No		Sí
M_4	No	No	No	

Indique cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera.
a) El metal M_1 es el de mayor poder reductor.
b) El orden de mayor a menor poder reductor de los metales estudiados es: $M_1 > M_3 > M_2 > M_4$.
c) El orden de mayor a menor poder reductor de los metales estudiados es: $M_2 > M_3 > M_1 > M_4$.
d) El metal M_2 es el de mayor poder oxidante.

(O.Q.L. Madrid 2017)

▪ Si el metal M_1 solo es capaz de reaccionar con la disolución del metal M_4^+ indica que M_1 es más reductor que M_4, pero menos que M_2 y M_3.

▪ Si el metal M_2 es capaz de reaccionar con las disoluciones de los otros metales indica que M_2 es el metal más reductor que M_1, M_3 y M_4.

▪ Si el metal M_3 solo es capaz de reaccionar con las disoluciones de los metales M_1^+ y M_4^+ indica que M_1 es más reductor que M_1 y M_4, pero menos que M_2.

▪ Si el metal M_4 no es capaz de reaccionar con las disoluciones de los otros metales indica que M_4 es el metal con menor poder reductor que M_1, M_2 y M_3.

De acuerdo con lo anteriormente expuesto, el orden decreciente de poder reductor de los metales propuestos es:

$$M_2 > M_3 > M_1 > M_4$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.91. El nitrito de sodio, un importante compuesto químico de la industria de colorantes, se produce mediante la reacción de nitrato de sodio con plomo de acuerdo con:

$$NaNO_3(aq) + Pb(s) \rightarrow NaNO_2(aq) + PbO(s)$$

La especie oxidante es:
a) Pb
b) NO_3^-
c) NO_2^-
d) Pb^{2+}

(O.Q.L. La Rioja 2017)

La ecuación iónica correspondiente a ajustar es:

$$NO_3^- + Na^+ + Pb \rightarrow NO_2^- + Na^+ + PbO$$

Las semirreacciones que tienen lugar son:

reducción: $NO_3^- + 2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow NO_2^- + H_2O$

oxidación: $Pb + H_2O \rightarrow PbO + 2\ H^+ + 2\ e^-$

La especie oxidante es el NO_3^- ya que se reduce a NO_2^-.

La respuesta correcta es la **b**.

1.92. Dada la reacción sin ajustar:

$$MnO_4^- + HCl \rightarrow Mn^{2+} + Cl_2 + H_2O$$

a) El HCl es el reductor.
b) El MnO_4^- se oxida.
c) El Cl^- se reduce.
d) El MnO_4^- es el reductor.
e) No es una reacción redox.

(O.Q.L. País Vasco 2017)

La ecuación iónica es:

$$MnO_4^- + H^+\ Cl^- \rightarrow Mn^{2+} + Cl_2 + H_2O$$

Las semirreaciones que tienen lugar son:

reducción: $2\ (MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O)$

- MnO_4^- se comporta como oxidante ya que gana electrones y se reduce.

oxidación: $5\ (2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-)$

- Cl^- (HCl) se comporta como reductor ya que cede electrones y se oxida.

La respuesta correcta es la **a**.

1.93. Indique en qué compuesto el oxígeno tiene número de oxidación positivo.
a) N_2O
b) H_2O_2
c) OF_2
d) KNO_3

(O.Q.L. Galicia 2018)

El único compuesto en el que el oxígeno tiene número de oxidación positivo es el OF_2, ya que el flúor es el elemento más electronegativo que existe y su único número de oxidación es –1, de forma que el oxígeno cuando se combina con el posee número de oxidación +2.

La respuesta correcta es la **c**.

1.94. Si se quiere obtener $I_2(g)$ a partir de $KIO_3(s)$ hay que:
a) Añadir un oxidante.
b) Calentar hasta cerca de 100 °C.
c) Añadir un reductor.
d) Fundir el yodato a temperatura controlada en atmósfera inerte.

(O.Q.L. Murcia 2018)

Teniendo en cuenta que en el KIO_3 el número de oxidación del oxígeno es –2 y del potasio +1, el número de oxidación del yodo en la misma es:

$$+1 + x + 3\,(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +5$$

Es necesario añadir un reductor para pasar de número de oxidación +5 a 0.

La respuesta correcta es la **c**.

1.95. En la reacción:

$$Mg + 2\,HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$$

¿qué especie se oxida?
a) Cl
b) Mg
c) H
d) No se oxida ningún elemento porque es una reacción ácido-base.

(O.Q.L. Murcia 2018)

En la reacción propuesta se cumple que:

- El Mg se comporta como reductor ya que cede electrones y se oxida:

  oxidación: $Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2\,e^-$

- El H^+ se comporta como oxidante ya que capta electrones y se reduce:

  oxidación: $2\,H^+ + 2\,e^- \rightarrow H_2$

La respuesta correcta es la **b**.

1.96. Durante la Guerra Europea se empleó permanganato de potasio para camuflar a los caballos blancos, ya que, al contacto con esta sustancia, el pelo del caballo se tiñe de color marrón. ¿Cuál es el número de oxidación del Mn en este compuesto?
a) +7
b) +6
c) +5
d) +4

(O.Q.L. Murcia 2018)

Considerando qué en la especie propuesta, $KMnO_4$, el número de oxidación del oxígeno es –2 y, que en un compuesto la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran es 0, se puede plantear la siguiente ecuación:

$$+1 + x + 4\,(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +7$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.97. Si una sustancia actúa como reductora en una reacción química, se puede afirmar de ella que:
a) Si es reductora en esa reacción, lo es también en cualquier otra.
b) Solamente será reductora en esa reacción, pero no en otras.
c) En otras reacciones actuará como oxidante o reductora, dependiendo del resto de reactivos.
d) En otras reacciones o es reductora o no se modifica, pero nunca podrá actuar como oxidante.

(O.Q.L. Murcia 2018)

El carácter reductor de una especie depende del valor de su potencial de electrodo comparado con el del resto de los reactivos presentes en la reacción.

Por ejemplo, el peróxido de hidrógeno, H_2O_2, se comporta como:

- reductor ($E° = -0{,}68$ V) frente al MnO_4^- ($E° = +1{,}51$ V)
- oxidante ($E° = +1{,}77$ V) frente al Sn^{4+} ($E° = +0{,}15$ V)

La respuesta correcta es la **c**.

1.98. Dados los siguientes compuestos: CO_2, CH_4, CH_3OH y CO; marque la respuesta correcta entre las siguientes opciones:
a) El metano puede actuar como oxidante en reacciones redox.
b) El monóxido de carbono es la especie más oxidada.
c) El número de oxidación del carbono en el metano es +4.
d) El número de oxidación del carbono en el metanol es de –2.
e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. País Vasco 2018)

Teniendo en cuenta que en los compuestos dados el número de oxidación del oxígeno es –2 y del hidrógeno +1, el número de oxidación del carbono en ellos es:

En el CO_2: $x + 2\,(-2) = 0 \rightarrow x = +4$

En el CH_4: $x + 4\,(+1) \rightarrow x = -4$

En el CH_3OH: $x + 4\,(+1) + (-2) = 0 \rightarrow x = -2$

En el CO: $x + (-2) = 0 \rightarrow x = +2$

a-c) Falso. El carbono en el metano tiene el número de oxidación más bajo, –4, por tanto, solo puede actuar como reductor y oxidarse.

b) Falso. La especie en la que el carbono está más oxidado es el dióxido de carbono.

d) **Verdadero**. El número de oxidación del carbono en el metanol es –2.

La respuesta correcta es la **d**.

1.99. Los estados de oxidación (valencias) del N en el ácido nítrico, del S en el sulfato de potasio y del C en el carbonato de calcio, son, respectivamente:
a) +3, +4 y +6
b) +5, +6 y +4
c) +3, +4 y +4
d) +5, +6 y +2

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

- En el ácido nítrico, HNO_3, considerando que el número de oxidación del hidrógeno es +1 y el del oxígeno es –2, el número de oxidación del nitrógeno es:

$$x + 3\,(-2) + (+1) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +5$$

- En el sulfato de potasio, K_2SO_4, considerando que el número de oxidación del potasio es +1 y el del oxígeno es –2, el número de oxidación del azufre es:

$$x + 4\,(-2) + 2\,(+1) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +6$$

- En el carbonato de calcio, $CaCO_3$, considerando que el número de oxidación del calcio es +2 y el del oxígeno es –2, el número de oxidación del carbono es:

$$x + 3\,(-2) + (+2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +4$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.100. El clorito de sodio, un agente blanqueador industrial, se prepara según la siguiente reacción:

$$4\ NaOH(aq) + Ca(OH)_2(aq) + C(s) + 4\ ClO_2(g) \rightarrow 4\ NaClO_2(aq) + CaCO_3(s) + 3\ H_2O(l)$$

La especie oxidante es:
a) OH^-
b) Ca^{2+}
c) C
d) ClO_2

(O.Q.L. La Rioja 2019)

De las especies propuestas, el oxidante es ClO_2 que capta electrones y se reduce de acuerdo con la siguiente semirreacción:

reducción: $ClO_2 + e^- \rightarrow ClO_2^-$

La respuesta correcta es la **d**.

1.101. ¿Cuál es el estado de oxidación del cromo en el $H_2Cr_2O_7$?
a) +2
b) +3
c) +4
d) +6

(O.Q.L. Extremadura 2020)

Sabiendo que los números de oxidación del K 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, se puede plantear la siguiente ecuación:

$$2\ (+1) + 2\ x + 7\ (-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +6$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.102. ¿Qué afirmación es falsa sobre la siguiente reacción?

$$2\ AgF + Fe \rightarrow FeF_2 + 2\ Ag$$

se puede decir:
a) Los iones Ag^+ actúan como oxidantes.
b) Los iones F^- actúan como oxidantes.
c) El Fe es el agente reductor.
d) Los iones Ag^+ se reducen.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2020)

Las semirreacciones son:

reducción: $2\ Ag^+ + 2\ e^- \rightarrow 2\ Ag$

▪ Ag^+ se comporta como oxidante ya que gana electrones y se reduce.

oxidación: $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\ e^-$

▪ Fe se comporta como reductor ya que cede electrones y se oxida.

Los iones F^- ni se oxidan ni se reducen, se comportan como iones espectadores.

La respuesta correcta es la **b**.

1.103. Los estados de oxidación del azufre y del nitrógeno en los compuestos:
ácido sulfúrico / ácido nitroso / sulfuro de sodio / nitrato de plata / ácido sulfuroso son, respectivamente:
a) +6, +3, −2, −4 y −5
b) −2, +3, +5, +6 y +3
c) +6, +3, −2, +5 y +4
d) +6, +5, +4, −2 y +5

(O.Q.L. Castilla y León 2020)

▪ En el ácido sulfúrico, H_2SO_4, considerando que el número de oxidación del hidrógeno es +1 y el del oxígeno es –2, el número de oxidación del azufre es:

$$x + 4\,(-2) + 2\,(+1) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +6$$

▪ En el ácido nitroso, HNO_2, considerando que el número de oxidación del hidrógeno es +1 y el del oxígeno es –2, el número de oxidación del nitrógeno es:

$$x + 2\,(-2) + (+1) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +3$$

▪ En el sulfuro de sodio, Na_2S, considerando que el número de oxidación del sodio es +1, el número de oxidación del azufre es:

$$x + 2\,(+1) = 0 \quad \rightarrow \quad x = -2$$

▪ En el nitrato de plata, $AgNO_3$, considerando que el número de oxidación de la plata es +1 y el del oxígeno es –2, el número de oxidación del nitrógeno es:

$$x + 3\,(-2) + (+1) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +5$$

▪ En el ácido sulfuroso, H_2SO_3, considerando que el número de oxidación del hidrógeno es +1 y el del oxígeno es –2, el número de oxidación del azufre es:

$$x + 3\,(-2) + (+2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +4$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2019).

1.104. De las siguientes especies, ¿en cuál se presenta el yodo con su forma más oxidada?
a) IO_2^-
b) CHI_3
c) IF_5
d) I_2

(O.Q.N. Valencia 2020) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2021)

▪ En el ion yodito, IO_2^-, considerando que el número de oxidación del oxígeno es –2, el número de oxidación del yodo es:

$$x + 2\,(-2) = -1 \quad \rightarrow \quad x = +3$$

▪ En el triyodometano, CHI_3, considerando que el número de oxidación del hidrógeno es +1 y el del carbono es –4, el número de oxidación del yodo es:

$$3x + (-4) + (+1) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +1$$

▪ En el pentafluoruro de yodo, IF_5, considerando que el número de oxidación del flúor solo puede ser –1, el número de oxidación del yodo es:

$$x + 5\,(-1) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +5$$

▪ En el diyodo, I_2, es 0, ya que cualquier elemento en su forma atómica o molecular tiene ese número de oxidación.

La respuesta correcta es la **c**.

1.105. ¿Cuántos electrones gana un mol de iones dicromato cuando dichos iones se transforman en iones Cr^{3+} en un proceso redox en medio acuoso?
a) 3
b) $6 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23}$
c) $6{,}022 \cdot 10^{23}/3$
d) Depende del reductor

(O.Q.N. Valencia 2020)

La semirreacción correspondiente a la reducción del $Cr_2O_7^{2-}$ es:

$$Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$$

Relacionando moles de $Cr_2O_7^{2-}$ con electrones:

$$1\ \text{mol}\ Cr_2O_7^{2-} \cdot \frac{6\ \text{mol}\ e^-}{1\ \text{mol}\ Cr_2O_7^{2-}} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ e^-}{1\ \text{mol}\ e^-} = 6 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23}\ e^-$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.106. Señale el papel que desempeña el peróxido de hidrógeno en cada una de las siguientes reacciones en las que se desprende oxígeno molecular:

I) $H_2O_2 + O_3 \rightarrow H_2O + 2\ O_2$

II) $H_2O_2 + Ag_2O \rightarrow 2\ Ag + H_2O + O_2$

a) Oxidante en I y reductor en II.

b) Reductor en I y oxidante en II.

c) Reductor en I y II.

d) Oxidante en I y II.

(O.Q.N. Valencia 2020)

▪ Las semirreacciones que tienen lugar en la reacción I son:

reducción: $H_2O_2 + 2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow 2\ H_2O$

H_2O_2 se comporta como oxidante ya que capta electrones y se reduce H_2O.

oxidación: $2\ (H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2\ H^+ + 2\ e^-)$

H_2O_2 se comporta como reductor ya que cede electrones y se oxida O_2.

En esta reacción el H_2O_2 se dismuta, es decir, se oxida y se reduce de forma simultánea.

▪ Las semirreacciones que tienen lugar en la reacción II son:

reducción: $2\ Ag^+ + 2\ e^- \rightarrow 2\ Ag$

Ag^+ se comporta como oxidante ya que capta electrones y se reduce Ag.

oxidación: $H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2\ H^+ + 2\ e^-$

H_2O_2 se comporta como reductor ya que cede electrones y se oxida O_2.

▪ En ambas reacciones el H_2O_2 se comporta como reductor.

La respuesta correcta es la **c**.

2. POTENCIALES ESTÁNDAR DE ELECTRODO Y CELDAS ELECTROQUÍMICAS

2.1. Los siguientes potenciales de electrodo:

$E°$ $Pb^{2+}|Pb = -0{,}13$ V **$E°$ $Ni^{2+}|Ni = -0{,}25$ V**

sirven para formar una celda. ¿Cuál será su fem?

a) 0,38 V
b) 0,12 V
c) 0,01 V
d) –0,38 V

(O.Q.L. Asturias 1987)

Una celda voltaica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G° < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión:

$$\Delta G° = -nFE°$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E° > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial, que se escribe a la derecha en la notación de la celda, se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial, que se escribe a la izquierda, como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo anterior, las semirreacciones de dicha celda son:

cátodo (reducción): $Pb^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Pb$ $E° = -0{,}13$ V

ánodo (oxidación): $Ni \rightarrow Ni^{2+} + 2\,e^-$ $E° = +0{,}25$ V

global: $Pb^{2+} + Ni \rightarrow Pb + Ni^{2+}$ $E° = 0{,}12$ V

El potencial estándar de la celda también se puede calcular mediante la expresión:

$$E° = E^{o}_{\text{cátodo}} - E^{o}_{\text{ánodo}} = E^{o}_{\text{reducción}} - E^{o}_{\text{oxidación}}$$

En este caso:

$$E° = E^{o}_{Pb^{2+}|Pb} - E^{o}_{Ni^{2+}|Ni} = (-0{,}13\text{ V}) - (-0{,}25\text{ V}) = 0{,}12\text{ V}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.2. Los potenciales estándar de electrodo para las siguientes reacciones son:

$Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$ $E° = +0{,}80$ V
$Fe^{3+}(aq) + e^- \rightarrow Fe^{2+}(aq)$ $E° = +0{,}77$ V
$Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cu(s)$ $E° = +0{,}34$ V

El agente reductor más fuerte es:

a) $Ag^+(aq)$
b) $Ag(s)$
c) $Fe^{2+}(aq)$
d) $Cu(s)$
e) $Cu^{2+}(aq)$

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Asturias 2007)

El agente reductor más fuerte es aquél que tiene el menor potencial estándar de electrodo o de reducción. De las especies propuestas se trata del Cu ($E° = +0{,}34$ V).

La respuesta correcta es la **d**.

2.3. ¿Cuál de las siguientes semirreacciones puede tener lugar en el ánodo de una celda electroquímica?
a) $Cu^{2+} \rightarrow Cu$
b) $F_2 \rightarrow F^-$
c) $O_2 \rightarrow H_2O$
d) $HAsO_2 \rightarrow As$
e) $Cr^{3+} \rightarrow Cr_2O_7^{2-}$

(O.Q.N. Burgos 1998)

En los casos propuestos en a), b), c) y d) se trata de semirreacciones de reducción, que tienen lugar en el cátodo y en las que las especies ganan electrones y se reducen:

$$Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu$$

$$F_2 + 2\,e^- \rightarrow 2\,F^-$$

$$O_2 + 4\,H^+ + 4\,e^- \rightarrow 2\,H_2O$$

$$AsO_2^- + 4\,H^+ + 3\,e^- \rightarrow As + 2\,H_2O$$

La única semirreacción de oxidación, que se produce en el ánodo y en la que la especie cede electrones y se oxida es:

$$Cr^{3+} + 7\,H_2O \rightarrow Cr_2O_7^{2-} + 14\,H^+ + 6\,e^-$$

La respuesta correcta es la **e**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997).

2.4. El agente reductor más fuerte es:
a) Al(s)
b) Cu(s)
c) Zn(s)
d) Fe^{2+}(aq)
e) Cu^{+}(aq)
f) Al^{3+}(aq)
(Datos. Potenciales estándar de electrodo, $E°$ (V): (Al^{3+}|Al) = –1,66; (Cu^{2+}|Cu) = +0,34; (Zn^{2+}|Zn) = –0,76; (Fe^{3+}|Fe^{2+}) = +0,77; (Cu^{2+}|Cu^{+}) = +0,15).

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. País Vasco 2007) (O.Q.L. Asturias 2009)

Las semirreacciones de reducción son:

$$Al^{3+}(aq) + 3\,e^- \rightarrow Al(s) \qquad E° = -1{,}66\ V$$

$$Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cu(s) \qquad E° = +0{,}34\ V$$

$$Zn^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Zn(s) \qquad E° = -0{,}76\ V$$

$$Fe^{3+}(aq) + e^- \rightarrow Fe^{2+}(aq) \qquad E° = +0{,}77\ V$$

$$Cu^{2+}(aq) + e^- \rightarrow Cu^{+}(aq) \qquad E° = +0{,}15\ V$$

El agente reductor más fuerte es el Al ya que tiene el potencial de electrodo más bajo ($E° = -1{,}66$ V).

La respuesta correcta es la **a**.

2.5. En una celda electroquímica, el tipo de iones atraído hacia el ánodo y el cátodo, respectivamente, y el signo del ánodo y el cátodo, respectivamente, son:
a) Cationes, aniones; +, –
b) Cationes, aniones; –, +
c) Aniones, cationes; –, +
d) Aniones, cationes; +, –
e) Coinciden con los de una celda electrolítica.

(O.Q.N. Almería 1999)

En una celda electroquímica:

- los aniones se dirigen hacia el ánodo (electrodo −).
- los cationes se dirigen hacia el cátodo (electrodo +).

La respuesta correcta es la **c**.

2.6. ¿Cuál de las siguientes especies reacciona únicamente como agente oxidante?
a) F_2
b) Na
c) H_2
d) F^-
e) Cl_2
f) Cl^-

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. País Vasco 2008) (O.Q.L. La Rioja 2020)

F_2 es el agente oxidante más fuerte que existe por lo que solo puede reducirse a F^-:

$$F_2(g) + 2\ e^- \rightarrow 2\ F^-(aq)$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Para responder esta cuestión se deberían haber proporcionado los valores de los potenciales de electrodo de las especies propuestas).

2.7. Los potenciales estándar de electrodo para el $Al^{3+}|Al$ y $Cr^{3+}|Cr$ son −1,66 V y −0,74 V, respectivamente. ¿Cuál de las estas afirmaciones es cierta para la siguiente reacción en condiciones estándar?

$$Al + Cr^{3+} \rightarrow Al^{3+} + Cr$$

a) $E° = 2{,}40$ V y la reacción es espontánea.
b) $E° = 0{,}92$ V y la reacción es espontánea.
c) $E° = -0{,}92$ V y la reacción es no espontánea.
d) $E° = -0{,}92$ V y la reacción es espontánea.
e) $E° = -2{,}40$ V y la reacción es no espontánea.

(O.Q.N. Oviedo 2002)

Las semirreacciones que tienen lugar son:

cátodo (reducción): $Cr^{3+}(aq) + 3\ e^- \rightarrow Cr(s)$

ánodo (oxidación): $Al(s) \rightarrow Al^{3+}(aq) + 3\ e^-$

El potencial de la celda se calcula mediante la expresión:

$$E° = E^o_{\text{cátodo}} - E^o_{\text{ánodo}} = E^o_{\text{reducción}} - E^o_{\text{oxidación}}$$

Para este caso:

$$E^o = E^o_{Cr^{3+}|Cr} - E^o_{Al^{3+}|Al} = (-0{,}74\ V) - (-1{,}66\ V) = 0{,}92\ V$$

La relación existente entre la energía de Gibbs y la fuerza electromotriz de la celda viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G° = -nFE°$$

Si $E° > 0$, entonces se tiene que, $\Delta G° < 0$, y la reacción es espontánea.

La respuesta correcta es la **b**.

2.8. La semirreacción en el ánodo de una celda galvánica es la siguiente:

$$Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2\ e^-$$

¿Cuál es la carga máxima, en culombios, que puede producirse en una celda con un ánodo de 6,54 g de zinc?

a) 4.820 C
b) 9.650 C
c) 19.306 C
d) 38.600 C
e) 48.200 C

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Asturias 2007)

Relacionando moles de Zn y de electrones:

$$6{,}54\ g\ Zn \cdot \frac{1\ mol\ Zn}{65{,}4\ g\ Zn} \cdot \frac{2\ mol\ e^-}{1\ mol\ Zn} \cdot \frac{96.485\ C}{1\ mol\ e^-} = 1{,}93 \cdot 10^4\ C$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.9. En una celda voltaica o galvánica (pila):
a) Los electrones se desplazan a través del puente salino.
b) La reducción tiene lugar en el cátodo o polo positivo.
c) Los electrones se mueven desde el cátodo al ánodo.
d) Los electrones salen de la celda por el ánodo o el cátodo, dependiendo de los electrodos utilizados.

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

En las celdas voltaicas y en las electrolíticas:

- ánodo: electrodo por el que los electrones salen de la celda y tiene lugar la oxidación.
- cátodo: electrodo por el que los electrones entran en la celda y tiene lugar la reducción

En una celda voltaica, los electrones se dirigen espontáneamente hacia el cátodo por lo que este tiene signo positivo.

En una celda electrolítica, los electrones son forzados a dirigirse hacia el cátodo por lo que este tiene signo negativo.

La respuesta correcta es la **b**.

2.10. Dados los potenciales estándar de reducción, $E°$, de los siguientes pares: $Na^+|Na$ = –2,71 V; $Cl_2|Cl^-$ = +1,36 V; $K^+|K$ = –2,92 V; $Cu^{2+}|Cu$ = +0,34 V, indique
(i) El elemento químico más oxidante y el más reductor.
(ii) ¿Cuál es el mayor potencial estándar que se puede formar con los distintos pares?

a) i) Cloro y potasio, respectivamente ii) 4,28 V
b) i) Cloro y sodio, respectivamente ii) 4,07 V
c) i) Potasio y cloro, respectivamente ii) 4,07 V
d) i) Cloro y cobre, respectivamente ii) 4,28 V

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

i) De los diferentes pares redox propuestos:

- elemento más oxidante → el que tiene el potencial de electrodo mayor, $Cl_2|Cl^-$ = +1,36 V.
- elemento más reductor → el que tiene el potencial de electrodo menor, $K^+|K$ = –2,92 V.

ii) El mayor potencial se consigue con la reacción formada por los elementos más oxidante y más reductor. Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:

cátodo (reducción): $Cl_2(g) + 2\ e^- \rightarrow 2\ Cl^-(aq)$

ánodo (oxidación): $2\ [K(s) \rightarrow K^+(aq) + e^-]$

El potencial de la reacción se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E^\circ = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = E^\circ_{\text{reducción}} - E^\circ_{\text{oxidación}}$$

Para este caso:

$$E^\circ = E^\circ_{Cl_2\,|\,Cl^-} - E^\circ_{K^+\,|\,K} = (1{,}36\ \text{V}) - (-2{,}92\ \text{V}) = 4{,}28\ \text{V}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.11. Calcule el potencial de electrodo estándar, es decir, *E*° para la celda en la que se produce la siguiente reacción:

$$10\ Br^-(aq) + 2\ MnO_4^-(aq) + 16\ H^+(aq) \rightarrow 2\ Mn^{2+}(aq) + 8\ H_2O(l) + 5\ Br_2(l)$$

a) –0,44 V
b) 7,63 V
c) –9,14 V
d) 2,57 V
e) 0,44 V
(Datos. *E*° ($Br_2|Br^-$) = +1,065 V; *E*° ($MnO_4^-|Mn^{2+}$) = +1,51 V).

(O.Q.N. Vigo 2006)

Las semirreacciones que tienen lugar en la celda son:

cátodo (reducción): $MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O$

ánodo (oxidación): $2\ Br^- \rightarrow Br_2 + 2\ e^-$

El potencial de la celda se calcula mediante la expresión:

$$E^\circ = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = E^\circ_{\text{reducción}} - E^\circ_{\text{oxidación}}$$

Para este caso:

$$E^\circ = E^\circ_{MnO_4^-\,|\,Mn^{2+}} - E^\circ_{Br_2\,|\,Br^-} = (1{,}51\ \text{V}) - (1{,}065\ \text{V}) = 0{,}445\ \text{V}$$

La respuesta correcta es la **e**.

2.12. Indique el agente oxidante más fuerte:

a) Au^{3+} *E*° ($Au^{3+}|Au$) = –1,498 V
b) Cl_2 *E*° ($Cl_2|Cl^-$) = +1,360 V
c) Ag *E*° ($Ag^+|Ag$) = +0,799 V
d) Cu^{2+} *E*° ($Cu^{2+}|Cu$) = +0,339 V
e) Br^- *E*° ($Br_2|Br^-$) = +1,065 V

(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. Madrid 2011)

Las semirreacciones correspondientes a los potenciales de reducción dados son:

$Au^{3+}(aq) + 3\ e^- \rightarrow Au(s)$ $E^\circ = -1{,}498\ \text{V}$

$Cl_2(g) + 2\ e^- \rightarrow 2\ Cl^-(aq)$ $E^\circ = +1{,}360\ \text{V}$

$Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$ $E^\circ = +0{,}799\ \text{V}$

$Cu^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu(s)$ $E^\circ = +0{,}339\ \text{V}$

$Br_2(g) + 2\ e^- \rightarrow 2\ Br^-(aq)$ $E^\circ = +1{,}065\ \text{V}$

De las especies propuestas, el agente oxidante más fuerte es el Cl_2 ya que tiene el potencial de electrodo más elevado ($E^\circ = +1{,}360$ V).

La respuesta correcta es la **b**.

2.13. Indique el agente oxidante más fuerte de esta serie: Ag, Al^{3+}, K, F^-, H^+.
a) Al^{3+}
b) H^+
c) Ag
d) K
e) F^-
(Datos. $E°$ (V): $Ag^+|Ag = +0{,}80$; $Al^{3+}|Al = -1{,}676$; $K^+|K = -2{,}92$; $F_2|F^- = 2{,}86$; $H^+|H_2 = 0$)

(O.Q.N. Córdoba 2007)

Las semirreacciones correspondientes a los potenciales de reducción dados son:

$Al^{3+}(aq) + 3\,e^- \rightarrow Al(s)$ $\quad E° = -1{,}676$ V

$2\,H^+(aq) + 2\,e^- \rightarrow H_2(g)$ $\quad E° = 0$ V

$Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$ $\quad E° = +0{,}80$ V

$K^+(aq) + e^- \rightarrow K(s)$ $\quad E° = -2{,}92$ V

$F_2(g) + 2\,e^- \rightarrow 2\,F^-(aq)$ $\quad E° = +2{,}86$ V

De las especies propuestas, H^+ ($E° = 0$ V) y Al^{3+} ($E° = -1{,}676$ V), la más oxidante es H^+, ya que es la que tiene el potencial de electrodo más elevado de ambas, el resto; Ag, K y F^-, son especies reductoras.

La respuesta correcta es la **b**.

2.14. Indique cuáles son los productos de la reacción:
H_2SO_4(conc.) + Cu + calor →
a) $SO_3 + CuO + H_2O$
b) $CuSO_4 + SO_2 + 2\,H_2O$
c) $CuSO_4 + SO_2 + Cu(OH)_2$
d) $CuSO_4 + H_2$
(Dato. $E°$ ($Cu^{2+}|Cu$) = +0,34 V).

(O.Q.L. Madrid 2007)

El azufre del H_2SO_4 tiene su máximo número de oxidación (+6) por lo que se comporta como oxidante y solo puede reducirse hasta tener un número de oxidación menor.

Entre cobre e hidrógeno, es el primero el que posee un potencial de electrodo mayor por lo que se comporta como reductor y se oxida más fácilmente.

a) Falso. Cu se oxida a Cu^{2+}, mientras que S no cambia de número de oxidación:

oxidación: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\,e^-$

$SO_4^{2-} + 2\,H^+ \rightarrow SO_3 + H_2O$

b) **Verdadero**. Cu se oxida a Cu^{2+}, mientras que S se reduce a SO_2:

oxidación: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\,e^-$

reducción: $SO_4^{2-} + 4\,H^+ + 2\,e^- \rightarrow SO_2 + 2\,H_2O$

$H_2SO_4 + Cu \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + 2\,H_2O$

c) Falso. Cu se oxida a Cu^{2+}, mientras que S se reduce a SO_2, pero no puede formarse $Cu(OH)_2$ por tratarse de un medio ácido.

d) Falso. Cu se oxida a Cu^{2+}, pero no puede formarse H_2 ya que el Cu tiene mayor carácter reductor.

La respuesta correcta es la **b**.

2.15. Una celda galvánica que implica las siguientes semirreacciones en condiciones estándar:

$Cd^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Cd(s)$ $\quad E° = -0{,}403$ V

$Cu^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu(s)$ $\quad E° = +0{,}340$ V

tiene un potencial estándar, $E°$:

a) –0,743 V
b) 0,743 V
c) 0,063 V
d) 0,0936 V

(O.Q.L. Madrid 2008)

Una celda galvánica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G° < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión:

$$\Delta G° = -nFE°$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E° > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial como ánodo y reductor (se oxida).

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:

cátodo (reducción): $Cu^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu(s)$ $\quad E° = +0{,}340$ V

ánodo (oxidación): $Cd(s) \rightarrow Cd^{2+}(aq) + 2\ e^-$ $\quad E° = +0{,}403$ V

global: $Cu^{2+}(aq) + Cd(s) \rightarrow Cu(s) + Cd^{2+}(aq)$ $\quad E° = 0{,}743$ V

Otra forma de calcular el potencial estándar de la celda es mediante la expresión:

$$E° = E°_{\text{cátodo}} - E°_{\text{ánodo}} = E°_{\text{reducción}} - E°_{\text{oxidación}}$$

Para este caso:

$$E° = E°_{Cu^{2+}|Cu} - E°_{Cd^{2+}|Cd} = (0{,}340\ \text{V}) - (-0{,}403\ \text{V}) = 0{,}743\ \text{V}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.16. ¿Cuál de las siguientes especies es más reductora?

a) Cl^-
b) F_2
c) Ag
d) Fe
e) Br^-

(Datos. $E°$ (V): $Cl_2|Cl^- = +1{,}36$; $F_2|F^- = +2{,}87$; $Ag^+|Ag = +0{,}80$; $Fe^{2+}|Fe = -0{,}44$ V; $Br_2|Br^- = +1{,}06$)

(O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.L. Madrid 2012)

Las semirreacciones correspondientes a los potenciales de reducción propuestos son:

$Cl_2(g) + 2\ e^- \rightarrow 2\ Cl^-(aq)$ $\quad E° = +1{,}36$ V

$F_2(g) + 2\ e^- \rightarrow 2\ F^-(aq)$ $\quad E° = +2{,}87$ V

$Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$ $\quad E° = +0{,}80$ V

$Fe^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Fe(s)$ $\quad E° = -0{,}44$ V

$Br_2(l) + 2\ e^- \rightarrow 2\ Br^-(aq)$ $\quad E° = +1{,}06$ V

Descartando al F_2 que es una especie oxidante, del resto de las especies propuestas, la más reductora es Fe, ya que es la que tiene el potencial de electrodo más bajo ($E° = -0{,}44$ V).

La respuesta correcta es la **d**.

2.17. Dados los siguientes potenciales estándar, ¿cuál de las especies es mejor agente oxidante?

$F_2(g) + 2\,e^- \rightarrow 2\,F^-(aq)$ $E° = +2{,}866$ V
$Cl_2(g) + 2\,e^- \rightarrow 2\,Cl^-(aq)$ $E° = +1{,}358$ V
$Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cu(s)$ $E° = +0{,}34$ V
$Mg^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Mg(s)$ $E° = -2{,}356$ V

a) Cu(s)
b) $Mg^{2+}(aq)$
c) $Cl_2(g)$
d) $F^-(aq)$
e) $F_2(g)$

(O.Q.N. Ávila 2009)

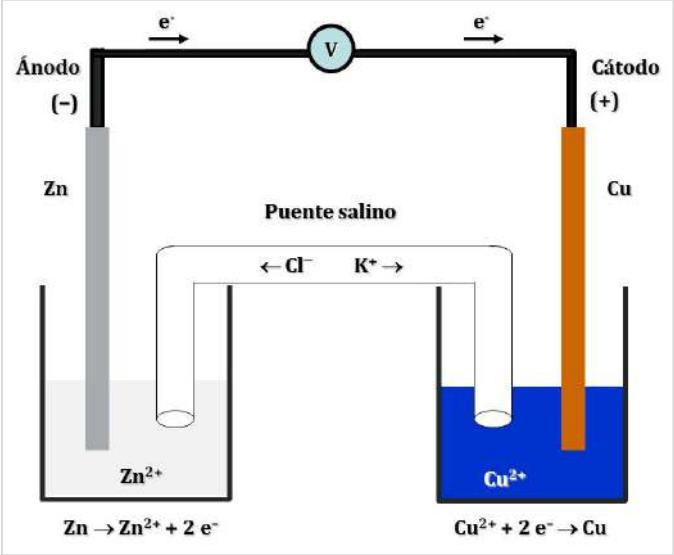
De las especies propuestas, el mejor agente oxidante es aquel que tiene mayor el potencial estándar de electrodo. Este le corresponde al $F_2(E° = +2{,}866\ V)$. Esta especie es el oxidante más fuerte que existe.

La respuesta correcta es la **e**.

2.18. En una pila Daniell con puente salino de KCl:
a) Por el circuito externo, los electrones circulan desde el electrodo de Zn al de Cu.
b) Por el circuito líquido interno, los electrones circulan desde el electrodo de Cu al de Zn.
c) Al electrodo de Zn se dirigen los K^+ del puente salino.
d) El electrodo de Cu es el polo negativo de la pila.

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

La imagen muestra el esquema de una pila Daniell (1836) del que se deduce:



a-b) **Verdadero**. Los electrones de la pila se dirigen de forma espontánea, a través del circuito externo, hacia potenciales crecientes, van desde el polo negativo, ánodo ($Zn^{2+}|Zn$) hacia el polo positivo, cátodo ($Cu^{2+}|Cu$). Por el circuito interno, siguen el sentido opuesto al externo.

c) Falso. Los iones K^+ se dirigen hacia la semipila $Cu^{2+}|Cu$ ya que en ella disminuye la carga positiva.

d) Falso. El electrodo de Cu es el polo positivo de la pila ya que es el que tiene mayor potencial de electrodo.

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

2.19. Para la siguiente celda electroquímica:

$Ni|Ni^{2+}\ (1\ M)||Ag^+\ (1\ M)|Ag$

los potenciales de reducción estándar son: $E°\ (Ni^{2+}|Ni) = -0{,}25$ V y $E°\ (Ag^+|Ag) = +0{,}80$ V. El potencial de la celda es:
a) −1,05 V
b) 1,05 V
c) 1,23 V
d) 0,55 V
e) −0,55 V

(O.Q.L. País Vasco 2010)

Una celda voltaica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G° < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión:

$$\Delta G° = -nFE°$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E° > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial, que se escribe a la derecha en la notación de la celda, se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial, que se escribe a la izquierda, como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo anterior, las semirreacciones de dicha celda son:

cátodo (reducción): $2\ [Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)]$ $E° = +0{,}80$ V

ánodo (oxidación): $Ni(s) \rightarrow Ni^{2+}(aq) + 2\ e^-$ $E° = +0{,}25$ V

global: $2\ Ag^+(aq) + Ni(s) \rightarrow 2\ Ag(s) + Ni^{2+}(aq)$ $E° = 1{,}05$ V

El potencial estándar de la celda también se puede calcular mediante la expresión:

$$E° = E°_{\text{cátodo}} - E°_{\text{ánodo}} = E°_{\text{reducción}} - E°_{\text{oxidación}}$$

En este caso:

$$E° = E°_{Ag^+|Ag} - E°_{Ni^{2+}|Ni} = (+0{,}80\ \text{V}) - (-0{,}25\ \text{V}) = 1{,}05\ \text{V}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.20. ¿Cuál es el potencial estándar de la celda electroquímica $Cr|Cr^{3+}||Pb^{2+}|Pb$?

$Pb^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Pb(s)$ $E° = -0{,}13$ V

$Cr^{3+}(aq) + 3\ e^- \rightarrow Cr(s)$ $E° = -0{,}74$ V

a) 1,09 V
b) –1,09 V
c) –0,61 V
d) 0,61 V

(O.Q.L. Asturias 2010)

Una celda electroquímica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G° < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión:

$$\Delta G° = -nFE°$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E° > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial, que se escribe a la derecha en la notación de la celda, se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial, que se escribe a la izquierda, como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo anterior, las semirreacciones de dicha celda son:

cátodo (reducción): $3\ [Pb^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Pb(s)]$ $E° = -0{,}13$ V

ánodo (oxidación): $2\ [Cr(s) \rightarrow Cr^{3+}(aq) + 3\ e^-]$ $E° = +0{,}74$ V

global: $3\ Pb^{2+}(aq) + 2\ Cr(s) \rightarrow 3\ Pb(s) + 2\ Cr^{3+}(aq)$ $E° = 0{,}61$ V

El potencial estándar de la celda también se puede calcular mediante la expresión:

$$E° = E°_{\text{cátodo}} - E°_{\text{ánodo}} = E°_{\text{reducción}} - E°_{\text{oxidación}}$$

En este caso:

$$E° = E°_{Pb^{2+}|Pb} - E°_{Cr^{3+}|Cr} = (-0{,}13\ \text{V}) - (-0{,}74\ \text{V}) = 0{,}61\ \text{V}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.21. Dados los potenciales de reducción, $E°$ ($Zn^{2+}|Zn$) = –0,76 V y $E°$ ($Fe^{3+}|Fe^{2+}$, Pt) = +0,77 V; se deduce que:

I. El potencial de la celda $Zn|Zn^{2+}||Fe^{3+}|Fe^{2+}$, Pt es 0,01 V.

II. El Zn tiene mayor poder reductor que el Fe^{2+}.

III. El Fe^{3+} puede oxidar al Zn.

a) I, II y III son correctas.
b) I y II son correctas.
c) II y III son correctas.
d) Solo I es correcta.
e) Solo III es correcta.

(O.Q.N. Valencia 2011)

Una celda voltaica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G° < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión:

$$\Delta G° = -nFE°$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E° > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial, que se escribe a la derecha en la notación de la celda, se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial, que se escribe a la izquierda, como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo anterior, las semirreacciones son:

▪ El electrodo de mayor potencial, ($Fe^{3+}|Fe^{2+}$, Pt) es el cátodo y en él se produce la semirreacción de reducción y la especie química Fe^{3+} se comporta como oxidante:

$$Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+} \qquad E° = +0{,}77\ V$$

▪ El electrodo de menor potencial, ($Zn^{2+}|Zn$) es el ánodo y en él se produce la semirreacción de oxidación y la especie química Zn se comporta como reductor:

$$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^- \qquad E° = +0{,}76\ V$$

La reacción global es:

$$2\ Fe^{3+}(aq) + Zn(s) \rightarrow 2\ Fe^{2+}(aq) + Zn^{2+}(aq) \qquad E° = 1{,}53\ V$$

El potencial estándar de la celda también se puede calcular mediante la expresión:

$$E° = E^o_{cátodo} - E^o_{ánodo} = E^o_{reducción} - E^o_{oxidación}$$

En este caso:

$$E° = E^o_{Fe^{3+}|Fe^{2+}} - E^o_{Zn^{2+}|Zn} = (0{,}77\ V) - (-0{,}76\ V) = 1{,}53\ V$$

La propuesta I es falsa y las propuestas II y III son correctas.

La respuesta correcta es la **c**.

2.22. Cuál será el $E°$ para celda voltaica construida por:

$Zn^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Zn$ $\qquad E°$ (V) = –0,762

$Tl^+ + e^- \rightarrow Tl$ $\qquad E°$ (V) = –0,336

a) 0,090 V
b) 0,426 V
c) 1,098 V
d) 1,434 V

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

Una celda voltaica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G° < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión:

$$\Delta G° = -nFE°$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E° > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial, que se escribe a la derecha en la notación de la celda, se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial, que se escribe a la izquierda, como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo anterior, las semirreacciones de dicha celda son:

cátodo (reducción): $2\ (Tl^+ + e^- \rightarrow Tl)$ $E° = -0{,}336$ V

ánodo (oxidación): $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$ $E° = +0{,}762$ V

global: $2\ Tl^+ + Zn \rightarrow 2\ Tl + Zn^{2+}$ $E° = 0{,}426$ V

El potencial estándar de la celda también se puede calcular mediante la expresión:

$$E° = E^o_{\text{cátodo}} - E^o_{\text{ánodo}} = E^o_{\text{reducción}} - E^o_{\text{oxidación}}$$

En este caso:

$$E° = E^o_{Tl^+|Tl} - E^o_{Zn^{2+}|Zn} = (-0{,}336\ V) - (-0{,}762\ V) = 0{,}426\ V$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.23. ¿Cuál es el potencial estándar de la reacción?

$2\ Cu^+ \rightarrow Cu^{2+} + Cu$

a) 0,18 V
b) 0,16 V
c) 0,70 V
d) –0,16 V
(Datos. $E°$ ($Cu^{2+}|Cu$) = +0,34 V; $E°$ ($Cu^+|Cu$) =+ 0,52 V)

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

A partir de los datos dados se pueden escribir las siguientes semirreacciones:

reducción: $2\ (Cu^+ + e^- \rightarrow Cu)$ $E° = +0{,}52$ V

oxidación: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\ e^-$ $E° = -0{,}34$ V

Sumando ambas, se puede calcular el potencial de la reacción de desproporción del Cu^+:

$2\ Cu^+ \rightarrow Cu^{2+} + Cu$ $E° = 0{,}18$ V

La respuesta correcta es la **a**.

2.24. Dados los siguientes potenciales estándar de reducción:

$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$ $E° = +0{,}80$ V
$Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+}$ $E° = +0{,}77$ V
$Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$ $E° = +0{,}34$ V

El agente reductor más fuerte es:

a) Ag^+
b) Ag
c) Fe^{2+}
d) Cu^{2+}
e) Cu

(O.Q.L. Madrid 2014)

De las especies propuestas, solo Cu y Ag pueden comportarse como reductores y, de ambos, el reductor más fuerte es Cu que tiene menor potencial de electrodo ($E° = +0{,}34$ V).

La respuesta correcta es la **e**.

(Cuestión similar a la propuesta en Almería 1999, Barcelona 2001, Asturias 2004).

2.25. Se construye una celda voltaica con un compartimento de electrodo que consta de una tira de plata colocada en una disolución de nitrato de plata 1 M y otro compartimento de electrodo que consta de una tira de hierro colocada en una disolución de concentración en Fe^{2+} 1 M. Para esta celda:
a) El electrodo $Ag^{+}|Ag$ es el cátodo de la celda voltaica.
b) El electrodo $Fe^{2+}|Fe$ es el cátodo de la celda voltaica.
c) La plata metálica se oxida.
d) El Fe^{2+} se reduce.
e) Los electrones fluyen del electrodo $Ag^{+}|Ag$ al electrodo $Fe^{2+}|Fe$.
(Datos. $E°$ ($Fe^{2+}|Fe$) = –0,440 V; $E°$ ($Ag^{+}|Ag$) = +0,799 V).

(O.Q.N. Oviedo 2014)

Una celda voltaica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G° < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión:

$$\Delta G° = -nFE°$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E° > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo anterior, las semirreacciones de dicha celda son:

cátodo (reducción): $2\,[Ag^{+}(aq) + e^{-} \rightarrow Ag(s)]$ $E° = +0{,}799$ V

ánodo (oxidación): $Fe(s) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + 2\,e^{-}$ $E° = +0{,}440$ V

global: $2\,Ag^{+}(aq) + Fe(s) \rightarrow 2\,Ag(s) + Cu^{2+}(aq)$ $E° = 1{,}24$ V

Los electrones de la celda se dirigen de forma espontánea hacia los potenciales crecientes, es decir, desde el polo negativo, ánodo ($Fe^{2+}|Fe$) hacia el polo positivo, cátodo ($Ag^{+}|Ag$).

La respuesta correcta es la **a**.

2.26. Para una celda voltaica formada por plata y cobre, el ánodo y el potencial de la celda en condiciones estándar son:
a) Ag y 1,14 V
b) Ag y 0,46 V
c) Cu y 0,46 V
d) Cu y –0,46 V
e) Cu y 0,12 V
(Datos: $E°$ ($Ag^{+}|Ag$) = +0,80 V; $E°$ ($Cu^{2+}|Cu$) = +0,34 V).

(O.Q.N. Madrid 2015)

Una celda voltaica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G° < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión:

$$\Delta G° = -nFE°$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E° > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo anterior, las semirreacciones de dicha celda son:

cátodo (reducción): $2\,[Ag^{+}(aq) + e^{-} \rightarrow Ag(s)]$ $E° = +0{,}80$ V

ánodo (oxidación): $Cu(s) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + 2\,e^{-}$ $E° = -0{,}34$ V

global: $2\,Ag^{+}(aq) + Cu(s) \rightarrow 2\,Ag(s) + Cu^{2+}(aq)$ $E° = 0{,}46$ V

La respuesta correcta es la **c**.

2.27. ¿Cuál de los siguientes iones es el agente oxidante más fuerte?
a) $Zn^{2+}(aq)$
b) $Cu^{2+}(aq)$
c) $Ag^{+}(aq)$
d) $Fe^{2+}(aq)$
e) $H^{+}(aq)$

(O.Q.N. Madrid 2015)

Consultando la bibliografía las semirreacciones correspondientes a los potenciales de reducción dados son:

$$Zn^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Zn(s) \qquad E° = -0{,}76\ V$$
$$Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cu(s) \qquad E° = 0{,}34\ V$$
$$Ag^{+}(aq) + e^- \rightarrow Ag(s) \qquad E° = 0{,}80\ V$$
$$Fe^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Fe(s) \qquad E° = -0{,}44\ V$$
$$2\,H^{+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow H_2(g) \qquad E° = 0{,}0\ V$$

De los iones propuestos, el agente oxidante más fuerte es Ag^{+} ($E° = 0{,}80$ V), ya que es el que tiene un mayor potencial de electrodo.

La respuesta correcta es la **c**.

(Para resolver esta cuestión deberían haberse proporcionado los potenciales de reducción de las especies propuestas).

2.28. En el interior de las celdas ocurren muchas reacciones de transferencia de electrones (redox). Un ejemplo importante son las reacciones que ocurren en la cadena respiratoria. Uno de los pasos de esta cadena respiratoria (donde interviene el complejo I) sucede a través de una serie de reacciones intermedias, entre las que se encuentra una transferencia electrónica entre una molécula de NAD (dinucleótido de adenina y nicotamida) y otra de ubiquinona (UQ). Conociendo los potenciales de reducción (en condiciones fisiológicas, pH = 7) de estas dos moléculas, ¿cómo cree que sucederá esta transferencia?
a) El NAD reducido (NADH) cede electrones a la ubiquinona oxidada (UQ).
b) El NAD oxidado (NAD^+) cede electrones a la ubiquinona reducida(UQH_2).
c) La ubiquinona reducida (UQH_2) cede electrones al NAD oxidado (NAD^+).
d) La ubiquinona reducida (UQH_2) oxida al NAD reducido (NADH).
e) La ubiquinona oxidada (UQ) cede electrones al NAD reducido ($NADH_2$).
(Datos. $E°$ (NAD^+|NADH) = –220 mV; $E°$ (UQ|UQH_2) = +100 mV)

(O.Q.L. Madrid 2015)

Se trata de una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G° < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión:

$$\Delta G° = -nFE°$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E° > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo anterior, las semirreacciones de dicha celda son:

▪ La ubiquinona (UQ/UQH_2) es el electrodo que tiene mayor potencial, por tanto, la ubiquinona (UQ) es el oxidante que capta electrones y se reduce a UQH_2:

$$UQ + 2\,H^+ + 2\,e^- \rightarrow UQH_2 \qquad E° = +100\ mV$$

▪ El NAD (NAD^+ | NADH) es el electrodo que tiene menor potencial, por tanto, el NADH es el reductor que cede electrones y se oxida a NAD^+:

$$NADH \rightarrow NAD^+ + H^+ + 2\,e^- \qquad E° = +220\ mV$$

La reacción global es:

$$UQ + NADH + H^+ \rightarrow UQH_2 + NAD^+ \qquad E° = 320 \text{ mV}$$

La respuesta correcta es la **a**.

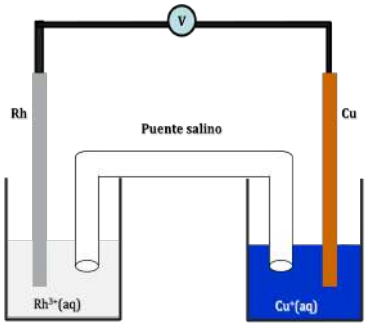
2.29. Considere la siguiente celda electroquímica y los potenciales de reducción estándar:

$$Rh^{3+}(aq) + 3\,e^- \rightarrow Rh(s) \qquad E° = +0{,}80 \text{ V}$$

$$Cu^+(aq) + e^- \rightarrow Cu(s) \qquad E° = +0{,}52 \text{ V}$$

¿Cuál será la dirección del flujo de los electrones en el circuito externo si las concentraciones de Rh^{3+} y Cu^+ en cada compartimento son 1 M?

a) Desde el ánodo de Rh hasta el cátodo de Cu.
b) Desde el cátodo de Rh hasta el ánodo de Cu.
c) Desde el ánodo de Cu hasta el cátodo de Rh.
d) Desde el cátodo de Cu hasta el ánodo de Rh.



(O.Q.L. La Rioja 2015)

Una celda electroquímica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G° < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión:

$$\Delta G° = -nFE°$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E° > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo anterior, las semirreacciones de dicha celda son:

cátodo (reducción): $Rh^{3+}(aq) + 3\,e^- \rightarrow Rh(s) \qquad E° = +0{,}80 \text{ V}$

ánodo (oxidación): $3\,(Cu(s) \rightarrow Cu^+(aq) + e^-) \qquad E° = -0{,}52 \text{ V}$

global: $Rh^{3+}(aq) + 3\,Cu(s) \rightarrow Rh(s) + 3\,Cu^+(aq) \qquad E° = 0{,}28 \text{ V}$

Los electrones de la celda se dirigen por el circuito externo de forma espontánea hacia los potenciales crecientes, por tanto, van desde el ánodo (Cu) hacia el cátodo (Rh).

La respuesta correcta es la **c**.

2.30. Considere la reacción:

$$Pb(s) + PbO_2(s) + 2\,H_2SO_4(aq) \rightarrow 2\,PbSO_4(aq) + 2\,H_2O(l)$$

¿Cuál es el potencial estándar?
a) 1,32 V
b) –1,32 V
c) 2,04 V
d) –0,571 V
e) –4,667 V
(Datos. $E°$ ($Pb^{2+}|Pb$) = –0,36 V; $E°$ ($PbO_2|Pb^{2+}$) =+ 1,68).

(O.Q.L. País Vasco 2015)

Se trata de la reacción de descarga de las baterías de los automóviles. A partir de los datos propuestos se pueden escribir las siguientes semirreacciones:

reducción: $PbO_2(s) + 4\,H^+(aq) + 2\,e^- \rightarrow Pb^{2+}(aq) + 2\,H_2O(l) \qquad E° = +1{,}68 \text{ V}$

oxidación: $Pb(s) \rightarrow Pb^{2+}(aq) + 2\,e^- \qquad E° = +0{,}36 \text{ V}$

global: $Pb(s) + PbO_2(s) + 4\,H^+(aq) + 2\,e^- \rightarrow 2\,Pb^{2+}(aq) + 2\,H_2O(l) \qquad E° = 2{,}04 \text{ V}$

La respuesta correcta es la **c**.

2.31. En lo que respecta a un buen oxidante:
a) Será una especie fácilmente oxidable, con un alto potencial de electrodo.
b) Será una especie fácilmente reducible, con un alto potencial de electrodo.
c) Será una especie fácilmente oxidable, con un bajo potencial de electrodo.
d) Será una especie fácilmente reducible, con un bajo potencial de electrodo.
e) Deberá contener oxígeno.

(O.Q.L. País Vasco 2015)

Un buen oxidante es una especie fácilmente reducible y que tiene un alto potencial de electrodo.

La respuesta correcta es la **b**.

2.32. El par de referencia para medir potenciales de electrodo es:
a) El par $O_2(g)|H_2O$
b) El par $H^+|H_2(g)$
c) El par $O_2(g)|H_2(g)$
d) El par $H^+|OH^-$
e) El par $OH^-|H_2(g)$

(O.Q.L. País Vasco 2015)

El par de referencia para medir potenciales de electrodo es $H^+|H_2(g)$ al que corresponde la siguiente semirreacción de reducción y al que, por convenio, se le asigna un potencial de 0 V:

$$2\ H^+(1\ M) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g, 1\ atm) \qquad E° = 0\ V$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.33. De las diferentes notaciones de celdas galvánicas que se pueden formar combinando los electrodos $Pb^{2+}|Pb$, $Cu^+|Cu$ y $Al^{3+}|Al$, ¿cuál tendrá mayor potencial estándar?
a) $Pb|Pb^{2+}||Cu^+|Cu$
b) $Pb|Pb^{2+}||Al^{3+}|Al$
c) $Al|Al^{3+}||Pb^{2+}|Pb$
d) $Al|Al^{3+}||Cu^+Cu$
(Datos. $E°$ ($Pb^{2+}|Pb$) = –0,13 V; $E°$ ($Cu^+|Cu$) = +0,52 V; $E°$ ($Al^{3+}|Al$) = –1,66 V).

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

Tendrá mayor potencial la celda formada por el par que presenta mayor potencial, que se escribe a la derecha en la notación de la misma, y que se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial, que se escribe a la izquierda, y que actúa como ánodo y reductor (se oxida).

De acuerdo con esto, los pares seleccionados son, respectivamente, $Cu^+|Cu$ ($E° = +0{,}52$ V) y $Al^{3+}|Al$ ($E° = -1{,}66$ V). Las semirreacciones correspondientes a la celda son:

$$\text{cátodo (reducción): } 3\ [Cu^+(aq) + e^- Cu(s) \rightarrow Cu(s)] \qquad E° = +0{,}52\ V$$

$$\text{ánodo (oxidación): } Al(s) \rightarrow Al^{3+}(aq) + 3\ e^- \qquad E° = +1{,}66\ V$$

$$\text{global: } 3\ Cu^+(aq) + Al(s) \rightarrow 3\ Cu(s) + Al^{3+}(aq) \qquad E° = 2{,}18\ V$$

La notación abreviada que corresponde a esta celda es:

$$Al|Al^{3+}||Cu^+|Cu$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Para poder resolver esta cuestión ha sido necesario corregir la notación de las celdas propuestas).

2.34. La fem de la celda $Cd|Cd^{2+}(1\ M)||H^{+}(1\ M)|H_2(1\ atm)|Pt$, es de 0,40 V. ¿Cuál es el potencial estándar de reducción del cadmio?
a) $E° = 0{,}40$ V
b) $E° = -0{,}40$ V
c) $E° = 0{,}80$ V
d) $E° = -0{,}20$ V

(O.Q.L. Galicia 2016)

De acuerdo con la notación abreviada de la celda, las semirreacciones que tienen lugar son:

cátodo (reducción): $2\ H^{+}(aq) + 2\ e^{-} \rightarrow H_2(g)$

ánodo (oxidación): $Cd(s) \rightarrow Cd^{2+}(aq) + 2\ e^{-}$

El potencial estándar de la celda se calcula mediante la expresión:

$$E° = E^{o}_{\text{cátodo}} - E^{o}_{\text{ánodo}} = E^{o}_{\text{reducción}} - E^{o}_{\text{oxidación}}$$

Para este caso

$$E^{o} = E^{o}_{H^{+}|H_2} - E^{o}_{Cd^{2+}|Cd}$$

Sustituyendo se obtiene:

$$0{,}40\ V = 0\ V - E^{o}_{Cd^{2+}|Cd} \qquad E^{o}_{Cd^{2+}|Cd} = -0{,}40\ V$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.35. Sabiendo que $E°(Zn^{2+}|Zn) = -0{,}760$ V y $E°(Cu^{2+}|Cu) = 0{,}340$ V, el potencial de la reacción: $Cu^{2+}(aq) + Zn(s) \rightarrow Cu(s) + Zn^{2+}(aq)$, será:
a) 1,10 V
b) 0,420 V
c) –1,10 V
d) –0,420 V
e) 0,260 V

(O.Q.L. País Vasco 2017)

Las semirreacciones y la reacción global son:

reducción: $Cu^{2+}(aq) + 2\ e^{-} \rightarrow Cu(s)$ $\qquad E° = +0{,}340$ V

oxidación: $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2\ e^{-}$ $\qquad E° = -(-0{,}760\ V)$

global: $Cu^{2+}(aq) + Zn(s) \rightarrow Cu(s) + Zn^{2+}(aq)$ $\qquad E° = 1{,}10$ V

El potencial estándar de la celda también se puede calcular mediante la expresión:

$$E° = E^{o}_{\text{cátodo}} - E^{o}_{\text{ánodo}} = E^{o}_{\text{reducción}} - E^{o}_{\text{oxidación}}$$

En este caso:

$$E° = E^{o}_{Cu^{2+}|Cu} - E^{o}_{Zn^{2+}|Zn} = (+0{,}340\ V) - (-0{,}760\ V) = 1{,}10\ V$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.36. Un buen reductor se caracteriza por presentar un valor de $E°$:
a) Positivo y elevado.
b) Negativo y elevado en términos absolutos.
c) Nulo.
d) Elevado, sin importar el signo (negativo o positivo).
e) Bajo, sin importar el signo (negativo o positivo).

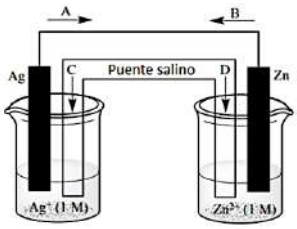
(O.Q.L. País Vasco 2017)

Las especies que son buenas reductoras son aquéllas que presentan un valor del potencial de electrodo, $E°$, negativo y elevado en términos absolutos. Un ejemplo son los metales alcalinos y alcalinotérreos:

Alcalinos	$E°$ (V)	Alcalinotérreos	$E°$ (V)
$Li^+\|Li$	−3,05	$Ba^{2+}\|Ba$	−2,91
$Rb^+\|Rb$	−2,98	$Sr^{2+}\|Sr$	−2,89
$K^+\|K$	−2,93	$Ca^{2+}\|Ca$	−2,76
$Cs^+\|Cs$	−2,92	$Mg^{2+}\|Mg$	−2,38
$Na^+\|Na$	−2,71	$Be^{2+}\|Be$	−1,85

La respuesta correcta es la **b**.

2.37. En la celda galvánica (también llamada voltaica) de la figura, ¿qué flecha indica el flujo espontáneo de electrones?
a) A
b) B
c) C
d) D
(Datos. $E°$ ($Ag^+|Ag$) = +0,80 V; $E°$ ($Zn^{2+}|Zn$) = −0,76 V).



(O.Q.N. Salamanca 2018)

Los electrones de una celda galvánica se dirigen de forma espontánea, a través del circuito externo, hacia potenciales crecientes, van desde el polo negativo, ánodo ($Zn^{2+}|Zn$) hacia el polo positivo, cátodo ($Ag^+|Ag$), en este caso, viene indicado por la flecha B.

La respuesta correcta es la **b**.

2.38. Sabiendo que $E°$ ($Li^+|Li$) = −3,05 V y que $E°$ ($Na^+|Na$) = −2,71 V, para obtener una batería de mayor tensión:
a) Se debería emplear Na como ánodo.
b) Se debería emplear una sal de Li como ánodo.
c) Se debería emplear una sal de Na como ánodo.
d) Se debería emplear Li como ánodo.
e) Se debería emplear Li como cátodo.

(O.Q.L. País Vasco 2018)

Una celda voltaica o galvánica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G° < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión, $\Delta G° = -nFE°$, se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E° > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial, que se escribe a la derecha en la notación de la celda, se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial, que se escribe a la izquierda, como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo expuesto, en este caso, para conseguir el máximo potencial posible, el Na debe ser el cátodo y el Li el ánodo.

Las semirreacciones en cada electrodo y la reacción global son:

cátodo (reducción): $Na^+(aq) + e^- \rightarrow Na(s)$

ánodo (oxidación): $Li(s) \rightarrow Li^+(aq) + e^-$

global: $Na^+(aq) + Li(s) \rightarrow Na(s) + Li^+(aq)$

El potencial estándar o tensión de la batería se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E° = E^o_{\text{cátodo}} - E^o_{\text{ánodo}} = E^o_{\text{reducción}} - E^o_{\text{oxidación}}$$

Para este caso:

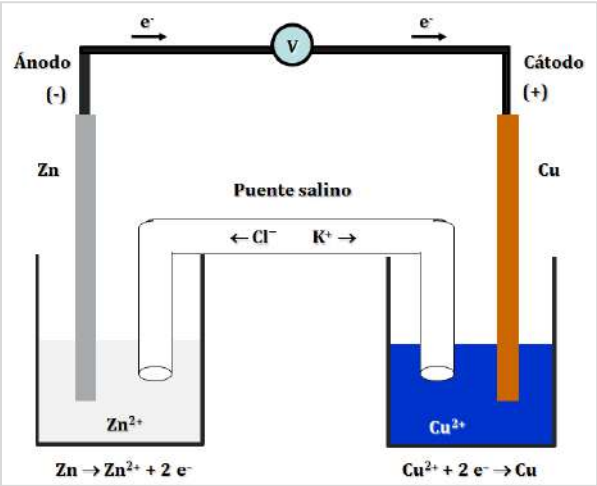
$$E° = E^{o}_{Na^+|Na} - E^{o}_{Li^+|Li} = (-2{,}71\ V) - (-3{,}05\ V) = 0{,}340\ V$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.39. Marque la afirmación correcta respecto a una celda galvánica:
a) El ánodo atrae los aniones para neutralizar la carga en los compartimentos de la celda.
b) El ánodo atrae los cationes, dado que se le asigna el símbolo negativo.
c) Al cátodo se le asigna el símbolo negativo.
d) Los iones que se encuentran en el puente salino se mantienen inmóviles.
e) Los aniones migran desde el ánodo al cátodo.

(O.Q.L. País Vasco 2019)

Una celda voltaica o galvánica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G° < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión, $\Delta G° = -nFE°$, se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E° > 0$.



La imagen muestra un esquema de este tipo de celdas, en la misma se observa que el par (electrodo) que presenta mayor potencial es el cátodo o polo positivo que se comporta como y oxidante; y el de menor potencial es el ánodo o polo negativo que se comporta como y reductor.

Como se puede observar, los cationes se dirigen, de forma espontánea, hacia el ánodo; mientras que, los aniones se van hacia el cátodo. Respecto de los iones del puente salino, siguen el mismo camino que los iones de las semiceldas.

La respuesta correcta es la **b**.

2.40. Un alumno anotó las siguientes observaciones en su cuaderno de laboratorio:
I. Un hilo de cobre limpio no reaccionó con una disolución 1 M de $Pb(NO_3)_2$.
II. Un perdigón de plomo limpio se disolvió en una disolución 1 M de $AgNO_3$, apareciendo cristales de plata metálica.
III. Un pepita de plata no reaccionó con una disolución 1 M de $Cu(NO_3)_2$.
El orden de disminución del carácter reductor de los tres metales implicados es:
a) Cu > Pb > Ag
b) Cu > Ag > Pb
c) Pb > Cu > Ag
d) Pb > Ag > Cu

(O.Q.N. Santander 2019)

De las anotaciones del estudiante se deduce que:

- Pb sí reduce a Cu^{2+} y Ag^+
- Cu no reduce a Pb^{2+} pero sí reduce Ag^+
- Ag no reduce a Cu^{2+} ni a Pb^{2+}.

El orden de disminución del poder reductor de estos tres metales es:

Pb > Cu > Ag

Consultando la bibliografía se confirma el orden del carácter reductor de los tres metales al ver que sus potenciales de reducción son:

$$E°\ (Pb^{2+}|Pb) = -0{,}13\ V > E°\ (Cu^{2+}|Cu) = +0{,}34\ V > E°\ (Ag^+|Ag) = +0{,}80\ V$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.41. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es verdadera para una celda electroquímica?
a) La oxidación tiene lugar en el ánodo.
b) La reducción tiene lugar en el ánodo.
c) La oxidación tiene lugar tanto en el ánodo como en el cátodo.
d) La reducción tiene lugar en el puente salino.

(O.Q.N. Santander 2019)

Una celda electroquímica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G° < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión:

$$\Delta G° = -nFE°$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E° > 0$. Por este motivo:

- el par (electrodo) que presenta mayor potencial se comporta como cátodo y oxidante y experimenta una reducción.
- el par (electrodo) que presenta menor potencial se comporta como ánodo y reductor y experimenta una oxidación.

La respuesta correcta es la **a**.

2.42. La reacción global de la celda Cu–Zn se puede escribir como:

$$CuSO_4(aq) + Zn(s) \rightarrow ZnSO_4(aq) + Cu(s)$$

Los potenciales normales de reducción son $E°$ (Zn^{2+}|Zn) = –0,763 V y $E°$ (Cu^{2+}|Cu) = +0,337 V. Si la intensidad de corriente que circula en esta celda durante una hora es de 45,0 mA, la masa de Cu depositada es:
a) 0,0895 g
b) 0,1430 g
c) 0,0132 g
d) 0,0533 g

(O.Q.L. Galicia 2019)

La ecuación química correspondientes a la reacción que se produce en el cátodo de la celda es:

$$Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cu(s)$$

Relacionando la cantidad de corriente que pasa por la cuba con la de Cu depositado:

$$45{,}0\text{ mA} \cdot 1{,}00\text{ h} \cdot \frac{3.600\text{ s}}{1\text{ h}} \cdot \frac{1\text{ A}}{10^3\text{ mA}} \cdot \frac{1\text{ C}}{1\text{ A s}} \cdot \frac{1\text{ mol e}^-}{96.485\text{ C}} \cdot \frac{1\text{ mol Cu}}{2\text{ mol e}^-} \cdot \frac{63{,}5\text{ g Cu}}{1\text{ mol Cu}} = 0{,}0533\text{ g Cu}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.43. Considere una celda voltaica basada en estas semiceldas:

$$Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s) \qquad E° = +0{,}800\text{ V}$$
$$Cd^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cd(s) \qquad E° = -0{,}400\text{ V}$$

Identifique el ánodo y proporcione el voltaje de esta celda en condiciones estándar.
a) Ag; E_{celda} = 0,400 V
b) Ag; E_{celda} = 2,00 V
c) Cd; E_{celda} = 1,20 V
d) Cd; E_{celda} = 2,00 V

(O.Q.L. Madrid 2020)

Una celda voltaica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G° < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión:

$$\Delta G° = -nFE°$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E° > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial, que se escribe a la derecha en la notación de la celda, se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial, que se escribe a la izquierda, como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo anterior, las semirreacciones de dicha celda son:

cátodo (reducción): $2\ (Ag^+ + e^- \rightarrow Ag)$ $E° = +0{,}800$ V

ánodo (oxidación): $Cd \rightarrow Cd^{2+} + 2\ e^-$ $E° = +0{,}400$ V

global: $2\ Ag^+ + Cd \rightarrow 2\ Ag + Cd^{2+}$ $E° = 1{,}20$ V

El potencial estándar de la celda también se puede calcular mediante la expresión:

$$E° = E^{o}_{\text{cátodo}} - E^{o}_{\text{ánodo}} = E^{o}_{\text{reducción}} - E^{o}_{\text{oxidación}}$$

En este caso:

$$E° = E^{o}_{Ag^+|Ag} - E^{o}_{Cd^{2+}|Cd} = (+0{,}800\ \text{V}) - (-0{,}400\ \text{V}) = 1{,}20\ \text{V}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a las propuestas en Castilla-La Mancha 2011 y Madrid 2015).

2.44. En una batería de plomo (batería de ácido-plomo) donde el cátodo es el PbO_2, el ánodo es Pb metálico y el electrolito es H_2SO_4, ocurren las siguientes reacciones en descarga:

Cátodo: $PbO_2 + 2\ H_2SO_4 + 2\ e^- \rightarrow PbSO_4 + 2\ H_2O + SO_4^{2-}$

Ánodo: $Pb + SO_4^{2-} \rightarrow PbSO_4 + 2\ e^-$

Así, es posible determinar el estado de carga de una batería de este tipo midiendo la densidad del electrolito porque:

a) Se forma PbO_2 en la descarga.
b) La fem (E) es 2,0 V.
c) Se forma $PbSO_4$ en la carga.
d) El plomo es muy pesado.
e) Se consume ácido sulfúrico en la descarga.

(O.Q.L. País Vasco 2021)

En el proceso de descarga se consume H_2SO_4 en el cátodo, lo que provoca que disminuya la densidad del electrolito.

En los talleres de reparación de automóviles se mide la densidad del líquido de la batería para saber su nivel de carga.

La respuesta correcta es la **e**.

2.45. La capacidad de las baterías se mide en miliamperios x hora (mAh), que en el Sistema Internacional sería igual a 3,6 amperios x segundo, pero a qué equivale el producto amperios x segundo (A·s)?

a) A los culombios transferidos.
b) A los electrones transferidos.
c) A los faradays transferidos.
d) A los voltios.
e) A los moles de electrones transferidos.

(O.Q.L. País Vasco 2021)

El producto intensidad de corriente por tiempo es la carga eléctrica:

$$Q = I \cdot t$$

que en S. I. representa la cantidad de culombios transferidos.

La respuesta correcta es la **a**.

3. RELACIÓN ENTRE EL POTENCIAL DE LA CELDA Y LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

3.1. En la celda:

$Pt|H_2(g)|H^+(aq)||Cl^-(aq)|AgCl(s)|Ag(s)$

si la fem de la misma es $E° = 0{,}220$ V a 25 °C, la constante de equilibrio de la célula es:

a) $2{,}7\cdot10^7$
b) $5{,}2\cdot10^3$
c) 7,43
d) $1{,}7\cdot10^3$
e) 3,72

(O.Q.L. Asturias 1988)

Las semirreacciones correspondientes al proceso propuesto son:

cátodo (reducción): $Ag^+(aq) + e^- \rightarrow 2\ Ag(s)$

ánodo (oxidación): $H_2(g) \rightarrow 2\ H^+(aq) + 2\ e^-$

La relación existente entre la energía de Gibbs y el potencial de la reacción viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G° = -nFE°$$

El valor de la energía de Gibbs es:

$$\Delta G° = -2 \cdot (96.485\ \text{C mol}^{-1}) \cdot (0{,}220\ \text{V}) \cdot \frac{1\ \text{kJ}}{10^3\ \text{J}} = -42{,}4\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La relación existente entre la energía de Gibbs y la constante de equilibrio de reacción viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G° = -RT \ln K$$

El valor de K que se obtiene a 25 °C es:

$$\ln K = -\frac{-42{,}4\ \text{kJ mol}^{-1}}{(8{,}31\cdot10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} = 17{,}1 \qquad \rightarrow \qquad K = 2{,}70\cdot10^7$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.2. Calcule la constante de equilibrio de la reacción:

$MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ Fe^{2+} \leftrightarrows Mn^{2+} + 5\ Fe^{3+} + 4\ H_2O$

a) $K = 10^{86}$
b) $K = 3{,}5\cdot10^{15}$
c) $K = 10^{68}$
d) $K = 10^{-15}$
e) $K = 1{,}8\cdot10^{15}$
(Datos. $E°\ (MnO_4^-|Mn^{2+}) = +1{,}52$ V; $E°\ (Fe^{3+}|Fe^{2+}) = +0{,}710$ V).

(O.Q.L. Asturias 1989)

Las semirreacciones correspondientes al proceso son:

cátodo (reducción): $MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O$

ánodo (oxidación): $Fe^{2+}(aq) \rightarrow Fe^{3+}(s) + e^-$

El potencial de la celda se calcula mediante la expresión:

$$E° = E^o_{\text{cátodo}} - E^o_{\text{ánodo}} = E^o_{\text{reducción}} - E^o_{\text{oxidación}}$$

Para este caso:

$$E° = E^o_{MnO_4^-\,|\,Mn^{2+}} - E^o_{Fe^{3+}\,|\,Fe^{2+}} = 1{,}52\ \text{V} - 0{,}710\ \text{V} = 0{,}810\ \text{V}$$

Aplicando la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^{o} - \frac{0{,}0592}{n} \log Q$$

En el equilibrio se cumple que $E = 0$ y $Q = K$, con lo que la expresión anterior queda como:

$$E^{o} = \frac{0{,}0592}{n} \log K$$

El valor de la constante de equilibrio es:

$$\log K = \frac{5 \cdot 0{,}810}{0{,}0592} = 68{,}4 \qquad \rightarrow \qquad K = 2{,}58 \cdot 10^{68}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.3. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre la reacción de oxidación-reducción que tiene lugar en una celda galvánica en condiciones estándar, es cierta?
a) $\Delta G°$ y $E°$ son positivos y K_{eq} es mayor que 1.
b) $\Delta G°$ es negativo, $E°$ positivo y K_{eq} es mayor que 1.
c) $\Delta G°$ es positivo, $E°$ negativo y K_{eq} es menor que 1.
d) $\Delta G°$ y $E°$ son negativos y K_{eq} es mayor que 1.
e) $\Delta G°$ y $E°$ son negativos y K_{eq} es menor que 1.

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.N. Salamanca 2018)

Una celda galvánica o voltaica es aquella en la que tiene lugar una reacción de oxidación-reducción espontánea. Si la reacción es espontánea se cumple la condición de la variación de energía de Gibbs es negativa, $\Delta G° < 0$.

La relación existente entre la energía de Gibbs, la fuerza electromotriz de la celda y la constante de equilibrio del proceso viene dada por las siguientes ecuaciones:

$$\Delta G° = -nFE° \qquad\qquad \Delta G° = -RT \ln K_{eq}$$

Si $\Delta G° < 0$, entonces se cumplen las siguientes condiciones:

$$E° > 0 \qquad\qquad K_{eq} = \exp\left(-\Delta G°/RT\right) > 1$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.4. Cierta reacción redox tiene una constante de equilibrio de $2 \cdot 10^{-18}$ a 25 °C. De ello se deduce que:
a) La variación de energía de Gibbs para la reacción es negativa.
b) La reacción es espontánea en condiciones estándar.
c) En condiciones estándar no se puede obtener trabajo útil de esta reacción.
d) Cuando se alcanza el equilibrio la reacción está desplazada hacia la derecha.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

a) Falso. La relación existente entre la energía de Gibbs y la constante de equilibrio de reacción viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G° = -RT \ln K$$

El logaritmo neperiano de un número menor que la unidad es negativo, por tanto, $\Delta G° > 0$.

b) Falso. Para que una reacción sea espontánea es preciso que se cumpla que $\Delta G° < 0$, como en este caso, $\Delta G° > 0$, la reacción es no espontánea.

c) **Verdadero**. Teniendo en cuenta que $\Delta G° = W_{\text{útil}}$, como $\Delta G° > 0$, entonces $W_{\text{útil}} < 0$, lo que indica que no se puede extraer trabajo del sistema.

d) Falso. Como la constante de equilibrio, $K = 2 \cdot 10^{-18} < 1$, quiere decir que en el equilibrio el sistema se encuentra desplazado hacia la izquierda.

La respuesta correcta es la **c**.

3.5. Dadas las siguientes reacciones y sus correspondientes potenciales estándar de electrodo:

$2\ Hg^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Hg_2^{2+}(aq)$ $E° = +0{,}92$ V

$Hg_2^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow 2\ Hg(l)$ $E° = +0{,}85$ V

Los valores de $\Delta G°$ y K para el siguiente proceso, a 25 °C, son:

$Hg_2^{2+}(aq) \rightarrow Hg^{2+}(aq) + Hg(l)$

a) –14 kJ y $4{,}0\cdot10^{-3}$
b) 14 kJ y 233
c) 14 kJ y $4{,}0\cdot10^{-3}$
d) 6,8 kJ y 0,065

(O.Q.L. Madrid 2004)

Las semirreacciones correspondientes al proceso propuesto son:

cátodo (reducción): $Hg_2^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow 2\ Hg(l)$ $E° = +0{,}85$ V

ánodo (oxidación): $Hg_2^{2+}(aq) \rightarrow 2\ Hg^{2+}(aq) + 2\ e^-$ $E° = -0{,}92$ V

El potencial de la celda se calcula mediante la expresión:

$$E° = E°_{\text{cátodo}} - E°_{\text{ánodo}} = E°_{\text{reducción}} - E°_{\text{oxidación}}$$

Para este caso:

$$E° = E°_{Hg_2^{2+}|Hg} - E°_{Hg^{2+}|Hg_2^{2+}} = (0{,}85\ \text{V}) - (0{,}92\ \text{V}) = -0{,}070\ \text{V}$$

La relación existente entre la energía de Gibbs y el potencial de la reacción viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G° = -nFE°$$

El valor de la energía de Gibbs es:

$$\Delta G° = -2 \cdot (96.485\ \text{C mol}^{-1}) \cdot (-0{,}070\ \text{V}) \cdot \frac{1\ \text{kJ}}{10^3\ \text{J}} = 6{,}8\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La relación existente entre la energía de Gibbs y la constante de equilibrio de reacción viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G° = -RT \ln K$$

El valor de K que se obtiene a 25 °C es:

$$\ln K = -\frac{6{,}8\ \text{kJ mol}^{-1}}{(8{,}31\cdot10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} = -2{,}7 \quad \rightarrow \quad K = 0{,}064$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.6. Calcule la constante de equilibrio de la reacción:

$Br_2 + 2\ I^- \leftrightarrows I_2 + 2\ Br^-$

a) $K = 7{,}8\cdot10^{7}$
b) $K = 7{,}8\cdot10^{27}$
c) $K = 7{,}8\cdot10^{17}$
d) $K = 1$
e) $K = 7{,}8\cdot10^{-27}$
(Datos. $E°\ (Br_2|Br^-) = +1{,}065$ V; $E°\ (I_2|I^-) = +0{,}536$ V).

(O.Q.N. Córdoba 2007)

Las semirreacciones correspondientes al proceso son:

cátodo (reducción): $Br_2(g) + 2\ e^- \rightarrow 2\ Br^-(aq)$

ánodo (oxidación): $2\ I^-(aq) \rightarrow I_2(s) + 2\ e^-$

El potencial de la celda se calcula mediante la expresión:

$$E° = E^{o}_{\text{cátodo}} - E^{o}_{\text{ánodo}} = E^{o}_{\text{reducción}} - E^{o}_{\text{oxidación}}$$

Para este caso:

$$E° = E^{o}_{Br_2\,|\,Br^-} - E^{o}_{I_2\,|\,I^-} = 1{,}065\ \text{V} - 0{,}536\ \text{V} = 0{,}529\ \text{V}$$

Aplicando la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^{o} - \frac{0{,}0592}{n}\log Q$$

En el equilibrio se cumple que $E = 0$ y $Q = K$, con lo que la expresión anterior queda como:

$$E^{o} = \frac{0{,}0592}{n}\log K$$

El valor de la constante de equilibrio es:

$$\log K = \frac{2 \cdot 0{,}529}{0{,}0592} = 17{,}9 \qquad \rightarrow \qquad K = 7{,}94 \cdot 10^{17}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.7. Una celda voltaica está formada por un electrodo de hidrógeno y otro de Ag en condiciones estándar, $E°$ ($Ag^+|Ag$) = +0,80 V. Los valores de $\Delta G°$ y la constante de equilibrio K de la reacción redox correspondiente se caracterizan por:

a) $\Delta G° < 0$ $K > 1$
b) $\Delta G° > 0$ $K > 1$
c) $\Delta G° > 0$ $K < 1$
d) $\Delta G° < 0$ $K < 1$
e) $\Delta G° = 0$ $K = 0$
f) $\Delta G° < 0$ $K = 0$

(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.N. Madrid 2015)

Una celda voltaica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G° < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión:

$$\Delta G° = -nFE°$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E° > 0$.

La relación que existe entre $\Delta G°$ y la constante de equilibrio K viene dada por la ecuación:

$$\Delta G° = -RT \ln K$$

Si $\Delta G° < 0$, para una reacción espontánea, $K > 1$.

La respuesta correcta es la **a**.

(En la cuestión propuesta en Madrid 2015 no se especifican los electrodos).

3.8. Dado el siguiente proceso redox, en condiciones estándar:

$$Sn^{4+} + 2\,Co^{2+} \leftrightarrows Sn^{2+} + 2\,Co^{3+} \qquad K_c = 6{,}5 \cdot 10^{-58}$$

¿Qué afirmación es falsa?

a) $E^{o}_{\text{reacción}} < 0$
b) $\Delta G° > 0$
c) El ion Co^{3+} oxida al Sn^{2+}.
d) $E°(Sn^{4+}|Sn^{2+}) > E°(Co^{3+}|Co^{2+})$.

(O.Q.L. Galicia 2014)

Para calcular el potencial de la reacción se aplica la ecuación de Nernst (1889) y como las condiciones son las del equilibrio:

$$E = E° - \frac{0{,}0592}{n}\log Q \qquad \rightarrow \qquad E° = \frac{0{,}0592}{n}\log K_c$$

Las semirreacciones que tienen lugar en la reacción propuesta son:

reducción: $Sn^{4+} + 2\,e^- \rightarrow Sn^{2+}$ $\qquad$ Sn^{4+} es el oxidante

oxidación: $2\,(Co^{2+} \rightarrow Co^{3+} + e^-)$ $\qquad$ Co^{2+} es el reductor

El valor de $E°$ es:

$$E° = \frac{0{,}0592}{2}\cdot\log\,(6{,}5\cdot10^{-58}) \qquad \rightarrow \qquad E° = -1{,}69\ \text{V}$$

Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión:

$$\Delta G° = -nFE°$$

se deduce que si para la reacción $E° < 0$, entonces $\Delta G° > 0$ y el proceso es no espontáneo.

El valor del potencial de la reacción se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E° = E°_{\text{oxidante}} - E°_{\text{reductor}} = E°_{\text{reducción}} - E°_{\text{oxidación}}$$

Para este caso se cumple que:

$$E° = E°_{Sn^{4+}\,|\,Sn^{2+}} - E°_{Co^{3+}\,|\,Co^{2+}} < 0 \qquad \rightarrow \qquad E°_{Sn^{4+}\,|\,Sn^{2+}} < E°_{Co^{3+}\,|\,Co^{2+}}$$

Por tanto, la reacción se produce en sentido contrario al propuesto y el Co^{3+} oxida al Sn^{2+}.

La respuesta correcta es la **d**.

3.9. ¿Cuáles son el signo de $\Delta G°$ y el valor de K para una celda electroquímica con $E°_{\text{celda}}$ = 0,80 V en el equilibrio?

	$\Delta G°$	K
a)	–	> 1
b)	+	> 1
c)	+	< 1
d)	–	< 1

(O.Q.N. El Escorial 2017)

En el equilibrio se cumple que $E = 0$, por tanto, teniendo en cuenta las diferentes expresiones de $\Delta G°$ se obtiene:

$$\left.\begin{array}{r}\Delta G° = -nFE° \\ \Delta G° = -RT\ln K\end{array}\right\} \rightarrow \quad \ln K = \frac{nFE°}{RT} \quad \rightarrow \quad K = e^{\left(\frac{nFE°}{RT}\right)}$$

Una celda electroquímica es aquella en la que $E° > 0$, por lo que se cumple que, $\Delta G° < 0$ y $K > 1$, y la reacción que tiene lugar es espontánea.

La respuesta correcta es la **a**.

3.10. ¿Cuál es la constante de equilibrio para la siguiente reacción a 25 °C?

$2\,Ag^+(aq) + Cu(s) \rightarrow 2\,Ag(s) + Cu^{2+}(aq)$

Semirreacción	$E°$ (V)
$Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$	+0,80
$Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cu(s)$	+0,34

a) $6{,}0\cdot10^{7}$
b) $3{,}6\cdot10^{15}$
c) $3{,}6\cdot10^{38}$
d) $4{,}2\cdot10^{42}$

(O.Q.N. El Escorial 2017)

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:

cátodo (reducción): $Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$

ánodo (oxidación): $Cu(s) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + 2\ e^-$

El potencial de la celda se calcula mediante la expresión:

$$E^\circ = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = E^\circ_{\text{reducción}} - E^\circ_{\text{oxidación}}$$

Para este caso:

$$E^\circ = E^\circ_{Ag^+\,|\,Ag} - E^\circ_{Cu^{2+}\,|\,Cu} = 0{,}80\ \text{V} - 0{,}34\ \text{V} = +0{,}46\ \text{V}$$

Aplicando la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^\circ - \frac{0{,}0592}{n}\log Q$$

En el equilibrio se cumple que $E = 0$ y $Q = K$ con lo que la expresión anterior queda como:

$$E^\circ = \frac{0{,}0592}{n}\log K$$

El valor de la constante de equilibrio es:

$$\log K = \frac{2 \cdot 0{,}46}{0{,}0592} = 15{,}5 \qquad \rightarrow \qquad K = 3{,}5 \cdot 10^{15}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Córdoba 2007).

3.11. El potencial a 25 °C para una célula electroquímica en la que se produce la siguiente reacción:

$$Zn(s) + Hg_2^{2+}(0{,}300\ M) \leftrightarrows 2\ Hg(l) + Zn^{2+}(0{,}500\ M)$$

es 1,553 V. A partir de estos datos, se calculan los valores del potencial estándar de la célula *E*° y la constante de equilibrio *K*:

a) 1,560 V; ≈ $5{,}0 \cdot 10^{-53}$

b) 1,560 V; ≈ $5{,}0 \cdot 10^{52}$

c) 1,546 V; ≈ $2{,}1 \cdot 10^{52}$

d) 1,546 V; ≈ $4{,}7 \cdot 10^{-53}$

(O.Q.L. La Rioja 2020)

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la célula es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^\circ - \frac{0{,}0592}{n}\log Q$$

Aplicada a esta reacción:

$$E = E^\circ - \frac{0{,}0592}{n}\log\frac{[Zn^{2+}]}{[Hg_2^{2+}]}$$

El valor del potencial estándar de la célula es:

$$E^\circ = 1{,}553 + \frac{0{,}0592}{2} \cdot \log\frac{0{,}500}{0{,}300} = 1{,}560\ \text{V}$$

En el equilibrio se cumple que $E = 0$ y $Q = K$ con lo que la expresión inicial queda como:

$$E^\circ = \frac{0{,}0592}{n}\log K$$

El valor de la constante de equilibrio es:

$$\log K = \frac{2 \cdot 1{,}560}{0{,}0592} = 52{,}70 \qquad \rightarrow \qquad K = 5{,}043 \cdot 10^{52}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4. ESPONTANEIDAD DE LAS REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

4.1. El ácido acético no ataca al cobre por:
a) No ser ácido fuerte
b) No ser oxidante
c) Estar diluido
d) Tener bajo punto de ebullición.
e) Por ser un ácido monoprótico.

(O.Q.L. Asturias 1987) (O.Q.L. Asturias 1988)

El ácido acético no es un ácido oxidante y, por ello, no es capaz de oxidar al Cu a Cu^{2+}. Se puede comprobar mediante los respectivos potenciales de reducción:

$$E°(Cu^{2+}|Cu) = +0{,}80\ V > E°\ (CH_3COOH|CH_3CH_2OH) = +0{,}058\ V$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.2. A continuación, se dan los potenciales estándar de algunas semirreacciones de iones vanadio en medio ácido. Diga cuál de estas reducciones no puede realizarse con Zn siendo $E°\ (Zn^{2+}|Zn) = -0{,}76$ V.
a) $V(OH)_4^+ + 2\ H^+ + e^- \rightarrow 2\ H_2O + V(OH)_2^{2+}$ $E° = +1{,}0$ V
b) $V(OH)_2^{2+} + 2\ H^+ + e^- \rightarrow 2\ H_2O + V^{3+}$ $E° = +0{,}36$ V
c) $V^{3+} + e^- \rightarrow V^{2+}$ $E° = -0{,}25$ V
d) $V^{2+} + 2\ e^- \rightarrow V$ $E° = -1{,}20$ V

(O.Q.L. Asturias 1992)

Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que, a p y T constantes, $\Delta G° < 0$. La relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la reacción, $E°$, viene dado por la expresión, $\Delta G° = -nFE°$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E° > 0$ y eso solo es posible si el par propuesto tiene un potencial de electrodo menor que el del $Zn^{2+}|Zn$.

El único par que no puede ser reducido por el Zn es $V^{2+}|V$, ($E° = -1{,}20$ V) tal como se muestra a continuación:

reducción: $V^{2+} + 2\ e^- \rightarrow V$ $E° = -1{,}20$ V

oxidación: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$ $E° = -(-0{,}76\ V)$

global: $V^{2+} + Zn \rightarrow V + Zn^{2+}$ $E° = -0{,}44$ V

La no espontaneidad del proceso queda confirmada por el valor de $E° < 0$.

La respuesta correcta es la **d**.

4.3. ¿Qué reacción/es espontánea/s se producirá/n si a una disolución que contiene iones Cl^- e iones Br^- se le añade Cl_2 y Br_2?
a) $Cl_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ Cl^-$
b) $Br_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ Br^-$
c) $2\ Br^- \rightarrow Br_2 + 2\ e^-$
d) $2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-$
(Datos. $E°\ (Cl_2|Cl^-) = +1{,}36$ V, $E°\ (Br_2|Br^-) = +1{,}07$ V).

(O.Q.L. Asturias 1993)

Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que, a p y T constantes, $\Delta G° < 0$. La relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la reacción, $E°$, viene dado por la expresión, $\Delta G° = -nFE°$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E° > 0$.

La especie más oxidante es la que tiene un mayor potencial de reducción, en este caso se trata del Cl_2 ($E°= +1{,}36$ V) y la forma reducida con mayor tendencia a oxidarse es la que tiene un menor potencial de reducción, en este caso se trata del Br^- ($E° = +1{,}07$ V).

Se trata de determinar si es espontánea la reacción:

$$Cl_2(g) + 2\ Br^-(aq) \rightarrow 2\ Cl^-(aq) + Br_2(s)$$

Las semirreacciones y reacción global que tienen lugar son:

reducción: $Cl_2(g) + 2\ e^- \rightarrow 2\ Cl^-(aq)$ $E° = +1{,}36$ V

oxidación: $2\ Br^-(aq) \rightarrow Br_2(s) + 2\ e^-$ $E° = -1{,}07$ V

global: $Cl_2(g) + 2\ Br^-(aq) \rightarrow 2\ Cl^-(aq) + Br_2(s)$ $E° = 0{,}29$ V

Es una reacción en la que $E° > 0$, por tanto, la reacción es espontánea. Sin embargo, la reacción opuesta no lo será.

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

4.4. Sabiendo que los potenciales estándar de reducción de $Al^{3+}|Al$, $I_2|I^-$ y $Cu^{2+}|Cu$ son, respectivamente –1,66 V, +0,53 V y +0,34 V, ¿podrá el Cu reducir al Al^{3+} y/o al I_2?
Seleccione las ecuaciones ajustadas y el potencial de las celdas construidas.
a) $2\ Al^{3+} + 3\ Cu \rightarrow 2\ Al + 3\ Cu^{2+}$ $E° = 1{,}32$ V
b) $2\ Al^{3+} + 3\ Cu \rightarrow 2\ Al + 3\ Cu^{2+}$ $E° = 2{,}00$ V
c) $I_2 + Cu \rightarrow 2\ I^- + Cu^{2+}$ $E° = 0{,}87$ V
d) $I_2 + Cu \rightarrow 2\ I^- + Cu^{2+}$ $E° = 0{,}19$ V

(O.Q.L. Asturias 1995)

Una celda voltaica o galvánica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G° < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión, $\Delta G° = -nFE°$, se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E° > 0$.

▪ Para la reacción entre Cu y Al^{3+} las semirreacciones y reacción global que tienen lugar son:

reducción: $2\ (Al^{3+} + 3\ e^- \rightarrow Al)$ $E° = -1{,}66$ V

oxidación: $3\ (Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\ e^-)$ $E° = -0{,}34$ V

global: $2\ Al^{3+} + 3\ Cu \rightarrow 2\ Al + 3\ Cu^{2+}$ $E° = -2{,}00$ V

El valor de $E° < 0$ determina que el Cu no es capaz de reducir al Al^{3+}.

▪ Para la reacción entre Cu e I_2 las semirreacciones y reacción global que tienen lugar son:

reducción: $I_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ I^-$ $E° = +0{,}53$ V

oxidación: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\ e^-$ $E° = -0{,}34$ V

global: $I_2 + Cu \rightarrow 2\ I^- + Cu^{2+}$ $E° = 0{,}19$ V

El valor de $E° > 0$ determina que el Cu sí es capaz de reducir al I_2.

La respuesta correcta es la **d**.

4.5. Para la siguiente reacción:
$2\ Cu^+(aq) \rightarrow Cu(s) + Cu^{2+}(aq)$, el potencial estándar a 25 °C es 0,190 V.
Sabiendo que F= 96.485 C, el valor de $\Delta G°$ es:
a) –18,33 kJ
b) –95,00 kJ
c) 37,23 kJ
d) 18,33 kJ
e) –37,23 kJ

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Galicia 2013)

La expresión que relaciona la variación de energía de Gibbs, $\Delta G°$, con el potencial de la celda, $E°$, es:

$$\Delta G° = -nFE°$$

siendo n el número de electrones intercambiados en la reacción.

Las semirreacciones que tienen lugar son:

reducción: $Cu^+(aq) + e^- \rightarrow Cu(s)$

oxidación: $Cu^+(aq) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + e^-$

El valor de la energía de Gibbs es:

$$\Delta G° = -(1) \cdot (96.485\ C\ mol^{-1}) \cdot (0{,}190\ V) \cdot \frac{1\ kJ}{10^3\ J} = -18{,}3\ kJ\ mol^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.6. ¿Cuál de los siguientes iones será reducido por el ion $Cr^{2+}(aq)$ en condiciones estándar?
Potenciales estándar de electrodo:

$E°$	$(Pb^{2+}\|Pb)$	$(Ca^{2+}\|Ca)$	$(Al^{3+}\|Al)$	$(Fe^{2+}\|Fe)$	$(Zn^{2+}\|Zn)$	$(Cr^{3+}\|Cr^{2+})$
V	–0,13	–2,87	–1,67	–0,44	–0,76	–0,42

a) $Pb^{2+}(aq)$
b) $Ca^{2+}(aq)$
c) $Al^{3+}(aq)$
d) $Fe^{2+}(aq)$
e) $Zn^{2+}(aq)$

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. País Vasco 2005)

Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que, a p y T constantes, $\Delta G° < 0$. La relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la reacción, $E°$, viene dado por la expresión, $\Delta G° = -nFE°$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E° > 0$.

Como el potencial estándar de electrodo del par $Cr^{3+}|Cr^{2+}$ es $E° = -0{,}42$ V, el único ion que puede ser reducido por el Cr^{2+} es aquel que tenga un potencial de electrodo mayor. De los iones propuestos, Pb^{2+} es el que cumple dicha condición, $E° = -0{,}13$ V.

Las semirreacciones correspondientes son:

cátodo (reducción): $Pb^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Pb(s)$ $\quad E° = -0{,}13$ V

ánodo (oxidación): $2\ (Cr^{2+}(aq) \rightarrow Cr^{3+}(aq) + e^-)$ $\quad E° = +0{,}42$ V

global: $Pb^{2+}(aq) + 2\ Cr^{2+}(aq) \rightarrow Pb(s) + 2\ Cr^{3+}(aq)$ $\quad E° = 0{,}29$ V

Como se observa, $E° > 0$, y sabiendo que la expresión que relaciona la variación de energía de Gibbs, $\Delta G°$, con el potencial de la celda, $E°$, es:

$$\Delta G° = -nFE°$$

Se obtiene que $\Delta G° < 0$, por tanto, se trata de un proceso espontáneo.

La respuesta correcta es la **a**.

4.7. Los potenciales estándar de electrodo para los siguientes pares redox son:

$Cu^+ + e^- \rightarrow Cu$	$E° = +0{,}522$ V	$Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+}$	$E° = +0{,}770$ V
$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$	$E° = +0{,}80$ V	$Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$	$E° = +0{,}34$ V

¿Cuál de las siguientes especies será reducida por $Fe^{2+}(aq)$ en condiciones estándar?
a) $H^+(aq)$
b) $Cu^+(aq)$
c) $Ag^+(aq)$
d) $Cu^{2+}(aq)$
e) $AgCl(s)$

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. País Vasco 2006)

Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que, a p y T constantes, $\Delta G° < 0$. La relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la reacción, $E°$, viene dado por la expresión, $\Delta G° = -nFE°$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E° > 0$.

Como el potencial estándar de electrodo del par $Fe^{3+}|Fe^{2+}$ es $E° = +0{,}770$ V, el único ion que puede ser reducido por el Fe^{2+} es aquel que tenga un potencial de electrodo mayor, de los iones dados, Ag^+ es el que cumple dicha condición, $E° = +0{,}80$ V.

Las semirreacciones correspondientes son:

cátodo (reducción): $Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$ $\quad E° = +0{,}80$ V

ánodo (oxidación): $Fe^{2+}(aq) \rightarrow Fe^{3+}(aq) + e^-$ $\quad E° = -0{,}770$ V

global: $Fe^{2+}(aq) + Ag^+(aq) \rightarrow Fe^{3+}(aq) + Ag(s)$ $\quad E° = 0{,}030$ V

Como se observa, $E° > 0$, y sabiendo que la expresión que relaciona la variación de energía de Gibbs, $\Delta G°$, con el potencial de la celda, $E°$, es:

$$\Delta G° = -nFE°$$

Se obtiene que $\Delta G° < 0$, por tanto, se trata de un proceso espontáneo.

La respuesta correcta es la **c**.

4.8. Dados los semisistemas:

$2\ H^+(aq) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g)$ $\quad E° = 0$ V

$Zn^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Zn(s)$ $\quad E° = -0{,}76$ V

¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

a) $H^+(aq)$ 1 M reduce al $Zn^{2+}(aq)$ 1 M.

b) $Zn^{2+}(aq)$ 1 M reduce al $H^+(aq)$ 1 M.

c) $H^+(aq)$ 1 M oxida al Zn(s).

d) $H_2(g)$ oxida al Zn(s).

e) No hay reacción entre $H^+(aq)$ y Zn(s).

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Asturias 2007) (O.Q.L. Asturias 2009)

Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que, a p y T constantes, $\Delta G° < 0$. La relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la reacción, $E°$, viene dado por la expresión, $\Delta G° = -nFE°$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E° > 0$.

El potencial estándar de la celda se calcula mediante la expresión:

$$E° = E^o_{\text{cátodo}} - E^o_{\text{ánodo}} = E^o_{\text{reducción}} - E^o_{\text{oxidación}}$$

Para este caso:

$$E^o = E^o_{H^+|H_2} - E^o_{Zn^{2+}|Zn} = (0\ V) - (-0{,}76\ V) = 0{,}76\ V$$

Las semirreacciones que tienen lugar son:

cátodo (reducción): $2\ H^+(aq) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g)$

$H^+(aq)$ es el oxidante (semisistema con mayor potencial), la especie que se reduce.

ánodo (oxidación): $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2\ e^-$

Zn(s) es el reductor (semisistema con menor potencial), la especie que se oxida.

La reacción global es:

$$2\ H^+(aq) + Zn(s) \rightarrow H_2(g) + Zn^{2+}(aq)$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.9. En una tabla de potenciales estándar de electrodo a 25 °C, se han encontrado los valores para los pares $Cu^{2+}|Cu^{+}$ y $Cu^{+}|Cu$, que son +0,16 V y +0,52 V, respectivamente. El potencial correspondiente al par $Cu^{2+}|Cu$ es:
a) +0,36 V
b) –0,68 V
c) +0,68 V
d) +0,34 V
e) –0,34 V

(O.Q.N. Barcelona 2001)

A partir de los datos propuestos se pueden escribir las siguientes semirreacciones:

$$Cu^{2+}(aq) + e^{-} \rightarrow Cu^{+}(aq)$$

$$Cu^{+}(aq) + e^{-} \rightarrow Cu(s)$$

La reacción global es:

$$Cu^{2+}(aq) + 2\ e^{-} \rightarrow Cu(s)$$

La energía de Gibbs de la reacción global se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G^{o}_{Cu^{2+}|Cu} = \Delta G^{o}_{Cu^{2+}|Cu^{+}} + \Delta G^{o}_{Cu^{+}|Cu}$$

La expresión que relaciona la variación de energía de Gibbs, $\Delta G°$, con el potencial de la celda, $E°$, es:

$$\Delta G° = -nFE°$$

Sustituyendo:

$$(-2\ F \cdot E^{o}_{Cu^{2+}|Cu}) = (-F \cdot E^{o}_{Cu^{2+}|Cu^{+}}) + (-F \cdot E^{o}_{Cu^{+}|Cu})$$

Simplificando se obtiene:

$$3\ E^{o}_{Cu^{2+}|Cu} = (-0{,}16\ V) + (-0{,}52\ V) \quad \rightarrow \quad E^{o}_{Cu^{2+}|Cu} = +0{,}34\ V$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.10. Si el cambio de energía de Gibbs para la combustión en condiciones estándar de un mol de $CH_4(g)$ es $\Delta G° = -818$ kJ, el voltaje estándar que podría obtenerse de una celda de combustión utilizando esta reacción es:
a) 0,53 V
b) –1,06 V
c) 1,06 V
d) 4,24 V
e) 8,48 V

(O.Q.N. Tarazona 2003)

Las ecuaciones químicas correspondientes a una celda de combustible que funciona a base de CH_4 (gas natural) son:

cátodo (reducción): $2\ [O_2(g) + 4\ H^{+}(aq) + 4\ e^{-} \rightarrow 2\ H_2O(l)]$

ánodo (oxidación): $CH_4(g) + 2\ H_2O(l) \rightarrow CO_2(g) + 8\ H^{+}(aq) + 8\ e^{-}$

reacción global: $CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$

La relación existente entre la energía de Gibbs y la fuerza electromotriz de la celda viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G° = -nFE°$$

El valor de la fuerza electromotriz de la celda es:

$$E° = -\frac{-818\ \text{kJ}}{8 \cdot 96.485\ \text{C}} \cdot \frac{10^3\ \text{J}}{1\ \text{kJ}} = 1{,}06\ \text{V}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.11. Conociendo los siguientes potenciales estándar de electrodo ¿cuál de las siguientes reacciones se producirá de forma espontánea?

$Cu^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu(s)$ $E° = +0{,}30$ V
$Zn^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Zn(s)$ $E° = -0{,}80$ V
$Mn^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Mn(s)$ $E° = -1{,}2$ V

a) $Mn^{2+} + Cu \rightarrow Mn + Cu^{2+}$
b) $Mn^{2+} + Zn \rightarrow Mn + Zn^{2+}$
c) $Zn^{2+} + Cu \rightarrow Zn + Cu^{2+}$
d) $Zn^{2+} + Mn \rightarrow Zn + Mn^{2+}$
e) $Cu^{2+} + Zn^{2+} \rightarrow Cu + Zn$

(O.Q.N. Tarazona 2003)

La relación existente entre la energía de Gibbs y el potencial de la reacción viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G° = -nFE°$$

Se producirá de forma espontánea aquella reacción en la que se cumpla que $\Delta G° < 0$ y para ello es necesario que $E° > 0$.

El potencial de la reacción se calcula mediante la expresión:

$$E° = E^o_{\text{cátodo}} - E^o_{\text{ánodo}} = E^o_{\text{reducción}} - E^o_{\text{oxidación}}$$

a) Falso. Las semirreacciones que tienen lugar son:

cátodo (reducción): $Mn^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Mn(s)$

ánodo (oxidación): $Cu(s) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + 2\ e^-$

El potencial de la reacción es:

$$E^o = E^o_{Mn^{2+}|Mn} - E^o_{Cu^{2+}|Cu} = (-1{,}2\ \text{V}) - (0{,}30\ \text{V}) = -1{,}5\ \text{V (no espontánea)}$$

b) Falso. Las semirreacciones que tienen lugar son:

cátodo (reducción): $Mn^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Mn(s)$

ánodo (oxidación): $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2\ e^-$

El potencial de la reacción es:

$$E^o = E^o_{Mn^{2+}|Mn} - E^o_{Zn^{2+}|Zn} = (-1{,}2\ \text{V}) - (-0{,}80\ \text{V}) = -0{,}40\ \text{V (no espontánea)}$$

c) Falso. Las semirreacciones que tienen lugar son:

cátodo (reducción): $Zn^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Zn(s)$

ánodo (oxidación): $Cu(s) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + 2\ e^-$

El potencial de la reacción es:

$$E^o = E^o_{Zn^{2+}|Zn} - E^o_{Cu^{2+}|Cu} = (-0{,}80\ \text{V}) - (0{,}30\ \text{V}) = -1{,}1\ \text{V (no espontánea)}$$

d) **Verdadero**. Las semirreacciones que tienen lugar son:

cátodo (reducción): $Zn^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Zn(s)$

ánodo (oxidación): $Mn(s) \rightarrow Mn^{2+}(aq) + 2\ e^-$

El potencial de la reacción es:

$$E^{o} = E^{o}_{Zn^{2+}|Zn} - E^{o}_{Mn^{2+}|Mn} = (-0{,}80\ V) - (-1{,}2\ V) = 0{,}40\ V\ (espontánea)$$

e) Falso. Las semirreacciones que tienen lugar son:

No es posible la reacción ya que se producen dos oxidaciones y ninguna reducción:

$$Cu^{2+}(aq) + 2\ e^{-} \rightarrow Cu(s)$$

$$Zn^{2+}(aq) + 2\ e^{-} \rightarrow Zn(s)$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.12. Sabiendo que los potenciales estándar de electrodo de los sistemas $Cl_2|Cl^-$ y $I_2|I^-$ valen respectivamente, +1,36 V y +0,54 V, se puede afirmar que:
a) El yodo oxida al ion cloruro.
b) El cloro oxida al ion yoduro.
c) El cloro es más básico que el yoduro.
d) El cloro reduce al ion yoduro.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. La Rioja 2020)

La relación existente entre la energía de Gibbs y el potencial de la reacción viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}$$

Se producirá de forma espontánea aquella reacción en la que se cumpla que $\Delta G^{\circ} < 0$, y para ello es necesario que $E^{\circ} > 0$. Por este motivo, el sistema que tiene mayor potencial se comporta como oxidante (se reduce) y el de menor como reductor (se oxida):

oxidante: $Cl_2(g) + 2\ e^{-} \rightarrow 2\ Cl^{-}(aq)$ $E^{\circ} = +1{,}36\ V$

reductor: $2\ I^{-}(aq) \rightarrow I_2(s) + 2\ e^{-}$ $E^{\circ} = -0{,}54\ V$

global: $Cl_2(g) + 2\ I^{-}(aq) \rightarrow 2\ Cl^{-}(aq) + I_2(s)$ $E^{\circ} = 0{,}82\ V$

Como en la reacción estudiada, $E^{\circ} > 0$, la reacción es espontánea, por tanto, el Cl_2 oxida al I^-.

La respuesta correcta es la **b**.

4.13. Una muestra de Mn(s) se recubre de una capa de color pardo cuando se sumerge en una disolución acuosa 1 M de $FeSO_4$ ¿Qué reacción se produce espontáneamente?
a) $Mn^{2+} + Fe \rightarrow Mn + Fe^{2+}$
b) $Mn + Fe \rightarrow Mn^{2+} + Fe^{2+}$
c) $Mn + Fe^{2+} \rightarrow Mn^{2+} + Fe$
d) Ninguna de las tres anteriores.
(Datos. E°: $Mn^{2+}|Mn = -1{,}18$ V; $Fe^{2+}|Fe = -0{,}44$ V).

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

La relación existente entre la energía de Gibbs y el potencial de la reacción viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}$$

Se producirá de forma espontánea aquella reacción en la que se cumpla que $\Delta G^{\circ} < 0$, y para ello es necesario que $E^{\circ} > 0$. Por este motivo, el electrodo que tiene mayor potencial se comporta como oxidante (se reduce) y el de menor como reductor (se oxida):

oxidante: $Fe^{2+}(aq) + 2\ e^{-} \rightarrow Fe(s)$ $E^{\circ} = -0{,}44\ V$

reductor: $Mn(s) \rightarrow Mn^{2+}(aq) + 2\ e^{-}$ $E^{\circ} = +1{,}18\ V$

global: $Fe^{2+}(aq) + Mn(s) \rightarrow Fe(s) + Mn^{2+}(aq)$ E° 0,74 V

La respuesta correcta es la **c**.

4.14. Para la siguiente reacción:

$$Cr(s) + 3\ H^+(aq) \rightarrow Cr^{3+}(aq) + 3/2\ H_2(g) \qquad \Delta G° = -214{,}23\ kJ$$

¿Cuál será el valor de $E°$ ($Cr^{3+}|Cr$)?

a) −0,74 V
b) −2,14 V
c) +2,14 V
d) −74 mV
e) +0,74 V

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

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:

cátodo (reducción): $3\ [H^+(aq) + e^- \rightarrow 3\ H(g)]$

ánodo (oxidación): $Cr(s) \rightarrow Cr^{3+}(aq) + 3\ e^-$

La relación existente entre la energía de Gibbs y el potencial de la reacción viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G° = -nFE°$$

El valor del potencial de la reacción es:

$$E° = -\frac{-214{,}23\ kJ}{3 \cdot 96.485\ C} \cdot \frac{10^3\ J}{1\ kJ} = 0{,}74012\ V$$

El potencial de la reacción propuesta se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E° = E^o_{cátodo} - E^o_{ánodo} = E^o_{reducción} - E^o_{oxidación}$$

Para este caso:

$$E^o = E^o_{H^+|H_2} - E^o_{Cr^{3+}|Cr}$$

Sustituyendo los valores de los potenciales dados se obtiene que el valor de $E^o_{Cr^{3+}|Cr}$ es:

$$0{,}74012\ V = 0 - E^o_{Cr^{3+}|Cr} \qquad \rightarrow \qquad E^o_{Cr^{3+}|Cr} = -0{,}74012\ V$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.15. Indique cuál de las siguientes reacciones se producirá de forma espontánea en disolución acuosa a 25 °C. Suponga que las concentraciones iniciales de todas las especies disueltas son 1 M.

a) $Ca(s) + Cd^{2+}(aq) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + Cd(s)$
b) $2\ Br^-(aq) + Sn^{2+}(aq) \rightarrow Br_2(l) + Sn(s)$
c) $2\ Ag(s) + Ni^{2+}(aq) \rightarrow 2\ Ag^+(aq) + Ni(s)$
d) $NaCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow NaOH(aq) + HCl(aq)$

(O.Q.L. Madrid 2004)

a) **Verdadero**. Las semirreacciones que tienen lugar son:

reducción: $Cd^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Cd(s)$

oxidación: $Ca(s) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\ e^-$

Es posible que se produzca la reacción de forma espontánea ya que un fuerte reductor, Ca, metal alcalinotérreo, reduce al Cd^{2+}.

b) Falso. Las semirreacciones que tienen lugar son:

reducción: $Sn^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Sn(s)$

oxidación: $2\ Br^-(aq) \rightarrow Br_2(l) + 2\ e^-$

No es posible que se produzca la reacción ya que el Br_2, halógeno, es un oxidante mas fuerte que el Sn^{2+}.

c) Falso. Las semirreacciones que tienen lugar son:

reducción: $Ni^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Ni(s)$

oxidación: $2\ [Ag(s) \rightarrow Ag^+(aq) + e^-]$

No es posible que se produzca la reacción ya que el Ni^{2+} es un oxidante más fuerte que el Ag^+.

d) Falso. La reacción propuesta no es de oxidación-reducción y se produce en sentido contrario.

La respuesta correcta es la **a**.

(Para la correcta resolución de esta cuestión sería necesario que se proporcionaran los potenciales estándar de electrodo).

4.16. ¿Cuáles de los siguientes metales, Li, Cu, Ag y Mg, reaccionarán con HCl 1 M?
a) Cu y Mg
b) Cu y Ag
c) Ag y Mg
d) Li y Mg
(Datos. $E°$: $Li^+|Li = -3{,}05$ V; $Cu^{2+}|Cu = +0{,}34$ V; $Ag^+|Ag = +0{,}80$ V; $Mg^{2+}|Mg = -2{,}37$ V).

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

La relación existente entre la energía de Gibbs y el potencial de la reacción viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G° = -nFE°$$

se producirá de forma espontánea aquella reacción en la que se cumpla que $\Delta G° < 0$, y para ello es necesario que $E° > 0$.

Como la semirreacción de reducción del H^+ es:

cátodo (reducción): $2\ H^+(aq) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g)$

los únicos elementos que pueden conseguir que el potencial de la reacción, $E°$, sea positivo son aquellos que tienen potencial de electrodo negativo como Li y Mg:

ánodo (oxidación): $Li(s) \rightarrow Li^+(aq) + e^-$ $\qquad E° = -3{,}05$ V

ánodo (oxidación): $Mg(s) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + 2\ e^-$ $\qquad E° = -2{,}37$ V

El potencial de la reacción se calcula mediante la expresión:

$$E° = E°_{\text{cátodo}} - E°_{\text{ánodo}} = E°_{\text{reducción}} - E°_{\text{oxidación}}$$

Para las reacciones entre estos elementos y el hidrógeno son, respectivamente:

$$E^{o} = E^{o}_{H^+|H_2} - E^{o}_{Li^+|Li} = (0, V) - (-3{,}05\ V) = 3{,}05\ V$$

$$E^{o} = E^{o}_{H^+|H_2} - E^{o}_{Mg^{2+}|Mg} = (0\ V) - (-2{,}37\ V) = 2{,}37\ V$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.17. La reacción neta en una celda voltaica con $E° = +0{,}726$ V es:

$$2\ Fe^{3+}(aq) + 3\ Zn(s) \rightarrow 2\ Fe(s) + 3\ Zn^{2+}(aq)$$

El valor de $\Delta G°$ para esta reacción es:
a) −210 kJ
b) −140 kJ
c) −700 kJ
d) −463 kJ
e) −420 kJ

(O.Q.N. Luarca 2005)

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:

cátodo (reducción): $2\ (Fe^{3+} + 3\ e^- \rightarrow Fe)$

ánodo (oxidación): $3\ (Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-)$

La relación existente entre la energía de Gibbs y el potencial de la celda viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G° = -nFE°$$

Como el número de electrones intercambiados es, $n = 6$, el valor de la energía de Gibbs es:

$$\Delta G° = -6 \cdot (96.485\ \text{C mol}^{-1}) \cdot (+0{,}726\ \text{V}) \cdot \frac{1\ \text{kJ}}{10^3\ \text{J}} = -420\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **e**.

4.18. Calcule el potencial necesario para que se produzca la electrólisis:

$2\ NaCl(l) \rightarrow 2\ Na(s) + Cl_2(g)$

a 600 °C, sabiendo que $\Delta_r H°$ y $\Delta_r S°$ para esta reacción son 820 kJ mol^{-1} y 0,180 kJ mol^{-1} K^{-1}, respectivamente. Suponga que $\Delta_r H°$ y $\Delta_r S°$ no varían con la temperatura.

a) 6,87 V
b) 3,43 V
c) 1,72 V
d) 13,7 V

(O.Q.L. Madrid 2006)

El NaCl fundido se encuentra en forma iónica de acuerdo con la ecuación:

$$NaCl(l) \rightarrow Cl^-(l) + Na^+(l)$$

▪ El ánodo es el electrodo en el que tiene lugar la reacción de oxidación y teniendo en cuenta que la única especie que puede oxidarse es $Cl^-(l)$, la ecuación química correspondiente a dicho proceso es:

$$2\ Cl^-(l) \rightarrow Cl_2(g) + 2\ e^-$$

▪ El cátodo es el electrodo en el que tiene lugar la reacción de reducción y teniendo en cuenta que la única especie que puede reducirse es $Na^+(l)$, la ecuación química correspondiente a dicho proceso es:

$$2\ Na^+(l) + 2\ e^- \rightarrow 2\ Na(s)$$

La relación existente entre la energía de Gibbs y la fuerza electromotriz de la celda viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G° = -nFE°$$

El valor de $\Delta G°$ se calcula mediante la expresión:

$$\Delta G° = \Delta H° - T\Delta S°$$

Sustituyendo los valores dados se obtiene:

$$\Delta G° = (820\ \text{kJ mol}^{-1}) - [(600 + 273{,}15)\ \text{K} \cdot (0{,}180\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})] = 663\ \text{kJ mol}^{-1}$$

El potencial necesario para que tenga lugar la electrólisis es:

$$E° = -\frac{663\ \text{kJ mol}^{-1}}{2 \cdot (96.485\ \text{C mol}^{-1})} \cdot \frac{10^3\ \text{J}}{1\ \text{kJ}} = -3{,}43\ \text{V}$$

El signo negativo indica que el proceso es no espontáneo y que se verifica con aporte de energía.

Ninguna respuesta es correcta.

4.19. ¿Qué sucede cuando se añade hierro metálico a una disolución acuosa que contiene nitrato de plata y nitrato de bario?
a) No se produce ninguna reacción.
b) El Fe se oxida y se reducen los iones Ag^+ y Ba^{2+}.
c) El Fe se oxida y se reducen los iones Ag^+.
d) El Fe se oxida y se reducen los iones Ba^{2+}.

(O.Q.L. Madrid 2007)

Sin los datos de potenciales de reducción y teniendo en cuenta la posición de los elementos bario y plata en la tabla periódica se puede suponer que el bario, que se encuentra situado en más a la izquierda (grupo 2), debe tener mayor carácter reductor que la plata (grupo 11), mientras que el hierro, el elemento que se oxida se encuentra situado entre ambos (grupo 8).

Por este motivo, el Fe es el elemento que se oxida:

$$\text{oxidación: } Fe(s) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + 2\ e^-$$

Como el carácter reductor del Ag^+ es menor, esta es la especie que se reduce:

$$\text{reducción: } Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$$

La reacción global que tiene lugar es:

$$Fe(s) + AgNO_3(aq) \rightarrow Ag(s) + Fe(NO_3)_2(aq)$$

Los iones Ba^{2+} y NO_3^- se comportan como iones espectadores ya que son más difíciles de reducir que el ion Ag^+.

La respuesta correcta es la **c**.

4.20. Dados los siguientes potenciales de reducción estándar:
$E°$ (Fe^{2+}|Fe) = –0,440 V, $E°$ (Fe^{3+}|Fe^{2+}) = +0,771 V
El potencial de electrodo estándar para la reacción: $Fe^{3+} + 3\ e^- \rightarrow Fe$ es:
a) –0,0363 V
b) +0,0363 V
c) –0,331 V
d) +0,331 V
e) –0,110 V

(O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.N. Alcalá 2016)

Dados los potenciales de reducción correspondientes a las semirreacciones:

$$Fe^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Fe \qquad E° = -0{,}440\ V$$

$$Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+} \qquad E° = +0{,}771\ V$$

El potencial correspondiente a la semirreacción:

$$Fe^{3+} + 3\ e^- \rightarrow Fe$$

se puede calcular de acuerdo con la ecuación:

$$\Delta G^o_{Fe^{3+}|Fe} = \Delta G^o_{Fe^{2+}|Fe} + \Delta G^o_{Fe^{3+}|Fe^{2+}}$$

La expresión que relaciona la variación de energía de Gibbs, $\Delta G°$, con el potencial de la celda, $E°$, es:

$$\Delta G° = -nFE°$$

Sustituyendo en la ecuación anterior:

$$(-3\ F \cdot E^o_{Fe^{3+}|Fe}) = (-2\ F \cdot E^o_{Fe^{2+}|Fe}) + (-F \cdot E^o_{Fe^{3+}|Fe^{2+}})$$

Simplificando se obtiene:

$$3\ E^{o}_{Fe^{3+}|Fe} = 2\ (-0{,}440\ V) + (0{,}771\ V) \qquad \rightarrow \qquad E^{o}_{Fe^{3+}|Fe} = -0{,}0363\ V$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.21. Considerando los siguientes potenciales:

$E°\ (Co^{3+}|Co^{2+}) = +1{,}81$ V $\quad E°\ (O_2|H_2O_2) = +0{,}68$ V $\quad E°\ (O_2|H_2O) = +1{,}23$ V

¿Qué ocurre al preparar una disolución acuosa de Co^{3+}?

a) No pasa nada.

b) Se reduce el oxígeno del aire con formación de agua oxigenada.

c) Se oxida el agua con desprendimiento de O_2.

d) Se reduce el oxígeno del aire con formación de agua.

e) Se reduce el agua con desprendimiento de hidrógeno.

(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. País Vasco 2011)

El Co^{3+}, por tener mayor potencial de electrodo que el resto de las especies propuestas, se comporta como oxidante del H_2O de acuerdo con las siguientes semirreacciones:

$$\text{reducción: } Co^{3+} + e^- \rightarrow Co^{2+} \qquad E° = +1{,}81\ V$$

Co^{3+} se comporta como oxidante ya que capta electrones y se reduce a Co^{2+}.

$$\text{oxidación: } 2\ H_2O \rightarrow O_2 + 4\ H^+ + 4\ e^- \qquad E° = -1{,}23\ V$$

H_2O se comporta como reductor ya que cede electrones y se oxida a O_2.

La reacción global es:

$$4\ Co^{3+} + 2\ H_2O \rightarrow 4\ Co^{2+} + O_2 + 4\ H^+ \qquad E° = 0{,}58\ V$$

El potencial correspondiente a la reacción es $E° > 0$, por tanto, como $\Delta G° = -nFE° < 0$ se trata de un proceso espontáneo.

La respuesta correcta es la **c**.

4.22. A partir de los potenciales estándar de reducción de los siguientes pares redox:

Si sobre una disolución que contiene las especies reducidas de Pb, Ce, Fe, Cr y Co se añade disolución concentrada de MnO_4^-:

a) Se oxidarían todos los metales.

b) Se oxidarían todos menos el Co.

c) No oxidaría al Ce.

d) No oxidaría al Fe.

e) No pasaría nada.

f) Solo se oxidaría el Fe y el Cr.

Par redox	$E°$ (V)
Mn(VII)|Mn(II)	+1,51
Pb(IV)|Pb(II)	+1,69
Ce(IV)|Ce(III)	+1,61
Fe(III)|Fe(II)	+0,77
Co(III)|Co(II)	+1,92
Cr(VI)|Cr(III)	+1,36

(O.Q.L. País Vasco 2009) (2016)

Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que a p y T constantes, $\Delta G° < 0$. La relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la reacción, $E°$, viene dado por la expresión, $\Delta G° = -nFE°$, de la que se deduce que una reacción de redox será espontánea siempre que se cumpla que $E° > 0$.

De acuerdo con lo expuesto, el MnO_4^- ($E° = +1{,}51$ V) solo será capaz de oxidar al Fe^{2+} ($E° = +0{,}77$ V) y al Cr^{3+} ($E° = +1{,}36$ V), que son las únicas especies que tienen un potencial de electrodo menor que el suyo, y no oxidaría al Ce^{3+} ($E° = +1{,}61$ V) cuyo potencial de electrodo es mayor.

La respuesta correcta es la **c**.

4.23. El potencial estándar de la siguiente celda electroquímica es 0,431 V:

$Cu(s) + 2\ Fe^{3+}(aq) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + 2\ Fe^{2+}(aq)$

¿Cuál es el valor de $\Delta G°$ para esta reacción a 25 °C?

a) 16,6 J
b) 20,6 J
c) 41,6 J
d) 83,2 J

(O.Q.L. Madrid 2010)

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:

cátodo (reducción): $2\ (Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+})$

ánodo (oxidación): $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\ e^-$

En una reacción espontánea se cumple que $\Delta G° < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión:

$$\Delta G° = -nFE°$$

Se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E° > 0$.

El valor de la energía de Gibbs es:

$$\Delta G° = -2 \cdot (96.485\ C\ mol^{-1}) \cdot (0{,}431\ V) \cdot \frac{1\ kJ}{10^3\ J} = -83{,}2\ kJ\ mol^{-1}$$

Ninguna respuesta es correcta.

(Cuestión similar a la propuesta en Luarca 2005).

4.24. Dados los siguientes potenciales estándar de reducción, $E°$ ($Cu^{2+}|Cu$) = +0,34 V y $E°$ ($Ag^+|Ag$) = +0,80 V, el proceso redox que se puede producir de forma espontánea con esos dos electrodos es:

a) $Cu^{2+}|Cu||Ag|Ag^+$
b) $Cu|Cu^{2+}||Ag^+|Ag$
c) $Cu^{2+}|Cu||Ag^+|Ag$
d) $Cu^{2+}|Cu||Ag|Ag^+$

(O.Q.L. Asturias 2010)

Para que la reacción sea espontánea se debe cumplir que $\Delta G° < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión:

$$\Delta G° = -nFE°$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E° > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial, que se escribe a la derecha en la notación de la celda, se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial, que se escribe a la izquierda, como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo anterior, las semirreacciones de dicha celda son:

cátodo (reducción): $2\ (Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s))$ $E° = +0{,}80$ V

ánodo (oxidación): $Cu(s) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + 2\ e^-$ $E° = -0{,}34$ V

global: $2\ Ag^+(aq) + Cu(s) \rightarrow 2\ Ag(s) + Cu^{2+}(aq)$ $E° = 0{,}46$ V

La notación abreviada que corresponde a esta celda es:

$Cu|Cu^{2+}||Ag^+|Ag$

La respuesta correcta es la **b**.

4.25. Se tienen dos disoluciones 1 M de Sn^{2+} y Cu^{2+}. ¿Cuál de los iones podrá ser reducido por una corriente de hidrógeno a 1 atm y 25 °C y concentración de protones 1 M?
a) Cu^{2+}
b) Sn^{2+} y Cu^{2+}
c) Sn^{2+}
d) Ninguno de los dos.
(Datos. $E°$ (Sn^{2+}|Sn) = –0,14 V y $E°$ (Cu^{2+}|Cu) = +0,34 V).

(O.Q.L. Asturias 2010)

Para que la reacción sea espontánea se debe cumplir que $\Delta G° < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión:

$$\Delta G° = -nFE°$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E° > 0$.

▪ Las semirreacciones que tienen lugar entre H_2 y Cu^{2+} son:

reducción: $Cu^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu(s)$ $E° = +0{,}34$ V

oxidación: $H_2(g) \rightarrow 2\ H^+(aq) + 2\ e^-$ $E° = +0{,}00$ V

global: $H_2(g) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow 2\ H^+(aq) + Cu(s)$ $E° = 0{,}34$ V

Como se observa, $E° > 0$, por tanto, la reacción es espontánea.

▪ Las semirreacciones que tienen lugar entre H_2 y Sn^{2+} son:

reducción: $Sn^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Sn(s)$ $E° = -0{,}14$ V

oxidación: $H_2(g) \rightarrow 2\ H^+(aq) + 2\ e^-$ $E° = +0{,}00$ V

global: $H_2(g) + Sn^{2+}(aq) \rightarrow 2\ H^+(aq) + Sn(s)$ $E° = -0{,}14$ V

Como se observa, $E° < 0$, por tanto, la reacción no es espontánea.

La respuesta correcta es la **a**.

4.26. ¿Cuáles de las siguientes especies será oxidada por HCl 1 M?
a) Ag
b) Mg
c) Cu
d) Cl^-
e) Sn^{2+}
(Datos. $E°$(V): Ag^+|Ag = +0,80; Mg^{2+}|Mg = –2,356; Cu^{2+}|Cu = +0,34; Sn^{2+}|Sn = –0,137).

(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.N. Alcalá 2016)

En una reacción espontánea se cumple que $\Delta G° < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión:

$$\Delta G° = -nFE°$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E° > 0$.

Como la semirreacción de reducción del H^+ es:

cátodo (reducción): $2\ H^+(aq) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g)$ $E° = 0$ V

la única especie que puede conseguir que la fuerza electromotriz de la celda, $E°$, sea positiva es aquella que tenga potencial de electrodo negativo, de todas las propuestas es el Mg ($E° = -2{,}356$ V):

ánodo (oxidación): $Mg(s) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + 2\ e^-$ $E° = +2{,}356$ V

La reacción global es:

$$2\ H^+(aq) + Mg(s) \rightarrow H_2(g) + Mg^{2+} \qquad E° = 2{,}356\ V$$

Como se observa, $E° > 0$ y $\Delta G° < 0$, por lo que la reacción de HCl con Mg es un proceso espontáneo.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla-La Mancha 2004).

4.27. Calcule el valor de $\Delta G°$ para la siguiente reacción a 298 K y 1 atm:

$$2\ Ag(s) + CaI_2(aq) \rightarrow Ca(s) + 2\ AgI(s)$$

a) 523 kJ
b) 787 kJ
c) 583 kJ
d) –523 kJ
e) 707 kJ
(Datos. Potenciales de reducción, $E°$ (AgI | Ag) = –0,150 V; $E°$ (Ca^{2+}|Ca) = –2,87 V).

(O.Q.N. Alicante 2013)

Las semirreacciones que tienen lugar son:

$$\text{reducción: } Ca^{2+}(aq) + 2\ I^-(aq) + 2\ e^- \rightarrow Ca(s) + 2\ I^-(aq) \qquad E° = -2{,}87\ V$$

$$\text{oxidación: } 2\ [Ag(s) \rightarrow Ag^+(aq) + e^-] \qquad E° = +0{,}150\ V$$

$$\text{global: } 2\ Ag(s) + CaI_2(aq) \rightarrow Ca(s) + 2\ AgI(s) \qquad E° = -2{,}72\ V$$

La relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión:

$$\Delta G° = -nFE°$$

El valor de la energía de Gibbs es:

$$\Delta G° = -2 \cdot (96.485\ C\ mol^{-1}) \cdot (-2{,}72\ V) \cdot \frac{1\ kJ}{10^3\ J} = 525\ kJ\ mol^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.28. Si se sabe que el potencial del electrodo Zn^{2+}|Zn es de –0,76 V, la oxidación del zinc metálico en contacto con una disolución 1 M de ácido clorhídrico es un proceso:
a) Espontáneo, siempre que el ácido sea el clorhídrico.
b) Espontáneo, siempre.
c) Reversible, siempre.
d) Espontáneo e irreversible, ya que se forma hidrógeno gaseoso.

(O.Q.L. País Vasco 2013)

Para que una reacción sea espontánea se debe cumplir que $\Delta G° < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la reacción, $E°$, viene dado por la expresión:

$$\Delta G° = -nFE°$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E° > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo anterior, las semirreacciones correspondientes son:

$$\text{cátodo (reducción): } Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2\ e^- \qquad E° = +0{,}76\ V$$

$$\text{ánodo (oxidación): } 2\ H^+(1\ M) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g) \qquad E° = +0{,}00\ V$$

$$\text{global: } Zn(s) + 2\ H^+(1\ M) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + H_2(g) \qquad E° = 0{,}76\ V$$

Como se observa, $E° > 0$, por tanto, la reacción es siempre espontánea.

La respuesta correcta es la **b**.

4.29. Indique cuál de los siguientes metales no podrá ser oxidado por los iones Cu^{2+}(aq) en condiciones estándar:
a) Al
b) Ag
c) Zn
d) Pb
(Datos. Potenciales de reducción, $E°$, (Cu^{2+}|Cu) = +0,34 V; (Al^{3+}|Al) = –1,67 V; (Ag^{+}|Ag) = +0,80 V; (Zn^{2+}|Zn) = –0,76 V; (Pb^{2+}|Pb) = +0,125 V).

(O.Q.L. La Rioja 2013)

Se trata de determinar que reacción del ion Cu^{2+} con uno de los metales propuestos es no espontánea, es decir, que $\Delta G° > 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión:

$$\Delta G° = -nFE°$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea no espontánea, es preciso que $E° < 0$.

Como el potencial estándar del par Cu^{2+}|Cu es $E° = +0{,}34$ V, será imposible la reacción de este ion con el metal que tenga un potencial de electrodo mayor que el suyo. El metal que cumple dicha condición es el Ag, ($E° = +0{,}80$ V). Las semirreacciones correspondientes son:

cátodo (reducción): $Cu^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu(s)$ $\quad E° = +0{,}34$ V

ánodo (oxidación): $2\ (Ag(s) \rightarrow Ag^{+}(aq) + e^-)$ $\quad E° = -0{,}80$ V

global: $Cu^{2+}(aq) + 2\ Ag(s) \rightarrow Cu(s) + 2\ Ag^{+}(aq)$ $\quad E° = -0{,}46$ V

Como se observa, $E° < 0$, por tanto, $\Delta G° > 0$, y el proceso es no espontáneo.

La respuesta correcta es la **b**.

4.30. Al sumergir una lámina de cobre en una disolución ligeramente ácida (pH = 2) que contiene $AgNO_3$ 0,01 M, se observa, con el tiempo, que la disolución toma un color azul y que la lámina metálica se oscurece. Sabiendo que:
$E°$ (Cu^{2+}|Cu) = +0,34 V; $E°$ (Ag^{+}|Ag) = +0,80 V; $E°$ (H^{+}|H_2) = 0,0 V y $E°$ (O_2|H_2O) = +1,23 V
este fenómeno se puede explicar:
a) Por la oxidación del cobre a óxido de cobre por el medio ácido: $Cu(s) + H_2O \leftrightarrows CuO + H_2$
b) Por la reducción de la plata a plata metal por el medio ácido: $4\ Ag^{+} + 2\ H_2O \leftrightarrows 4\ Ag(s) + O_2$
c) Por la presencia de impurezas que, en presencia de lata, dan color azul.
d) Por la reacción entre el cobre y la plata: $Cu(s) + 2\ Ag^{+} \leftrightarrows Cu^{2+} + 2\ Ag(s)$.
e) Ninguna de las respuestas anteriores puede explicarlo.

(O.Q.L. País Vasco 2014)

Para que una reacción sea espontánea se debe cumplir que $\Delta G° < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión:

$$\Delta G° = -nFE°$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E° > 0$.

En este caso, en la reacción entre Cu y Ag^{+} la aparición con el tiempo, de color azul en la disolución y el oscurecimiento de la lámina de cobre, indican la formación de Cu^{2+} y de Ag, respectivamente.

De acuerdo con esto, las semirreacciones y reacción global que tienen lugar son:

cátodo (reducción): $2\ [Ag^{+}(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)]$ $\quad E° = +0{,}80$ V

ánodo (oxidación): $Cu(s) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + 2\ e^-$ $\quad E° = -0{,}34$ V

global: $2\ Ag^+(aq) + Cu(s) \rightarrow 2\ Ag(s) + Cu^{2+}(aq)$ $E° = 0{,}46$ V

La respuesta correcta es la **d**.

4.31. La variación de energía de Gibbs estándar, $\Delta_r G°$ (en kJ mol^{-1}) de la siguiente reacción:
$2\ Al(s) + 3\ Br_2(l) \rightarrow 2\ Al^{3+}(aq, 1\ M) + 6\ Br^-(aq, 1\ M)$
a partir de los potenciales de reducción $E°$ ($Al^{3+}|Al$) = –1,676 V; $E°$ ($Br_2|Br^-$) = +1,065 V, es:
a) $-1{,}17 \cdot 10^2$
b) $1{,}17 \cdot 10^2$
c) $3{,}53 \cdot 10^2$
d) $-5{,}29 \cdot 10^3$
e) $-1{,}59 \cdot 10^3$

(O.Q.N. Madrid 2015)

Las semirreacciones que tienen lugar son:

reducción: $3\ [Br_2(l) + 2\ e^- \rightarrow 2\ Br^-(aq)]$ $E° = +1{,}065$ V

oxidación: $2\ [Al(s) \rightarrow Al^{3+}(aq) + 3\ e^-]$ $E° = +1{,}676$ V

global: $2\ Al(s) + 3\ Br_2(l) \rightarrow 2\ Al^{3+}(aq) + 6\ Br^-(aq)$ $E° = 2{,}741$ V

La expresión que relaciona la variación de energía de Gibbs, $\Delta G°$, con el potencial de la reacción, $E°$, es:

$$\Delta G° = -nFE°$$

siendo n el número de electrones intercambiados en la reacción.

El valor de la energía de Gibbs es:

$$\Delta G° = -6 \cdot (96.485\ C\ mol^{-1}) \cdot (2{,}741\ V) \cdot \frac{1\ kJ}{10^3\ J} = -1{,}59 \cdot 10^3\ kJ\ mol^{-1}$$

La respuesta correcta es la **e**.

(Cuestión similar a la propuesta en Alicante 2013).

4.32. Dados los siguientes potenciales de reducción estándar, $E°$, en medio ácido:
$E°$ ($I_2|I^-$) = +0,54 V $E°$($Sn^{4+}|Sn^{2+}$) = +0,15 V $E°$($SO_4^{2-}|SO_3^{2-}$) = +0,20 V
$E°$($Cl_2|Cl^-$) = +1,36 V $E°$($O_2|H_2O$) = +1,23 V $E°$($Fe^{3+}|Fe^{2+}$) = +0,77 V
Indique cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:
a) El I_2 oxida al SO_3^{2-} reduciéndose a I^-.
b) El ion Sn^{2+} es capaz de reducir Fe^{3+} a Fe^{2+} oxidándose a Sn^{4+}.
c) El Cl_2 oxida al H_2O a O_2 reduciéndose a Cl^-.
d) El Fe^{2+} reduce al I_2 a I^- oxidándose a Fe^{3+}.

(O.Q.L. La Rioja 2016)

Para que la reacción sea espontánea se debe cumplir que $\Delta G° < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión:

$$\Delta G° = -nFE°$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E° > 0$.

a) Verdadero. El I_2 oxida al SO_3^{2-} reduciéndose a I^-.

Las semirreacciones que tienen lugar son:

reducción: $I_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ I^-$ $E° = +0{,}54$ V

oxidación: $SO_3^{2-} + H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 2\ H^+ + 2\ e^-$ $E° = -0{,}20$ V

global: $I_2 + SO_3^{2-} + H_2O \rightarrow 2\ I^- + SO_4^{2-} + 2\ H^+$ $E° = 0{,}34$ V

Como se cumple que $E° > 0$, la reacción es espontánea.

b) Verdadero. El ion Sn^{2+} es capaz de reducir Fe^{3+} a Fe^{2+} oxidándose a Sn^{4+}.

Las semirreacciones que tienen lugar son:

reducción: $2\ (Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+})$ $E° = +0{,}77$ V

oxidación: $Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+} + 2\ e^-$ $E° = -0{,}15$ V

global: $2\ Fe^{3+} + Sn^{2+} \rightarrow 2\ Fe^{2+} + Sn^{4+}$ $E° = 0{,}62$ V

Como se cumple que $E° > 0$, la reacción es espontánea.

c) Verdadero. El Cl_2 oxida al H_2O a O_2 reduciéndose a Cl^-.

Las semirreacciones que tienen lugar son:

reducción: $2\ (Cl_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ Cl^-)$ $E° = +1{,}36$ V

oxidación: $2\ H_2O \rightarrow O_2 + 4\ H^+ + 4\ e^-$ $E° = -1{,}23$ V

global: $2\ Cl_2 + 2\ H_2O \rightarrow 4\ Cl^- + O_2 + 4\ H^+$ $E° = 0{,}13$ V

Como se cumple que $E° > 0$, la reacción es espontánea.

d) **Falso**. El Fe^{2+} reduce al I_2 a I^- oxidándose a Fe^{3+}.

Las semirreacciones que tienen lugar son:

reducción: $I_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ I^-$ $E° = +0{,}54$ V

oxidación: $2\ (Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-)$ $E° = -0{,}77$ V

global: $I_2 + 2\ Fe^{2+} \rightarrow 2\ I^- + 2\ Fe^{2+}$ $E° = -0{,}23$ V

Como se cumple que $E° < 0$, la reacción es no espontánea.

La respuesta correcta es la **d**.

4.33. A partir de los siguientes potenciales estándar de reducción indique cuál es el valor de $\Delta G°$ para la siguiente reacción:

$Pb(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Pb^{2+}(aq) + Cu(s)$

a) –91 kJ mol^{-1}
b) 8,3 kJ mol^{-1}
c) –25 kJ mol^{-1}
d) –10,4 kJ mol^{-1}
(Datos. $E°$ (Cu^{2+}|Cu) = +0,34 V; $E°$ (Pb^{2+}|Pb) = –0,13 V).

(O.Q.L. Galicia 2017)

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:

cátodo (reducción): $Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$ $E° = +0{,}34$ V

ánodo (oxidación): $Pb \rightarrow Pb^{2+} + 2\ e^-$ $E° = +0{,}13$ V

El potencial estándar de la celda se calcula mediante la expresión:

$$E° = E^o_{\text{cátodo}} - E^o_{\text{ánodo}} = E^o_{\text{reducción}} - E^o_{\text{oxidación}}$$

Para este caso:

$$E^o = E^o_{Cu^{2+}/Cu} - E^o_{Pb^{2+}/Pb} = (0{,}34\ V) - (-0{,}13\ V) = 0{,}47\ V$$

La relación existente entre la energía de Gibbs y el potencial de la celda viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G° = -nFE°$$

Como el número de electrones intercambiados es, $n = 2$, el valor de la energía de Gibbs es:

$$\Delta G° = -2 \cdot (96.485 \text{ C mol}^{-1}) \cdot (+0{,}47 \text{ V}) \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = -91 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Luarca 2005 y otras).

4.34. ¿Qué afirmación es cierta?
a) El Cl^- puede oxidar al Br_2.
b) El Br^- puede oxidar al Cl_2.
c) El Cl_2 puede oxidar al Br^-.
d) El Cl_2 puede reducir al Br^-.

(O.Q.L. Madrid 2017)

Teniendo en cuenta los datos de potencial de electrodo de los siguientes pares:

$E°\ (Br_2|Br^-) = +1{,}07$ V $\qquad E°\ (Cl_2|Cl^-) = +1{,}36$ V.

La especie más oxidante de ambas es la que tiene un mayor potencial de electrodo, Cl_2 ($E° = +1{,}36$ V), por lo que será capaz de oxidar espontáneamente al Br^- ($E° = +1{,}07$ V).

Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que, a presión y temperatura constantes, $\Delta G° < 0$. La relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la reacción, $E°$, viene dado por la expresión, $\Delta G° = -nFE°$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E° > 0$.

Se trata de determinar si es espontánea la reacción:

$$Cl_2(g) + 2\ Br^-(aq) \rightarrow 2\ Cl^-(aq) + Br_2(s)$$

Las semirreacciones y reacción global que tienen lugar son:

reducción: $Cl_2(g) + 2\ e^- \rightarrow 2\ Cl^-(aq)$ $\qquad E° = +1{,}36$ V

oxidación: $2\ Br^-(aq) \rightarrow Br_2(s) + 2\ e^-$ $\qquad E° = -1{,}07$ V

global: $Cl_2(g) + 2\ Br^-(aq) \rightarrow 2\ Cl^-(aq) + Br_2(s)$ $\qquad E° = 0{,}29$ V

Es una reacción en la que $E° > 0$, por tanto, la reacción es espontánea.

La respuesta correcta es la **c**.

(En esta cuestión se deberían haber proporcionado los valores de los potenciales de reducción de las especies propuestas tal como se ha hecho en el problema propuesto en Canarias 2009).

4.35. Cuando se introduce una placa de cobre metálico en una disolución de ion Hg(I) la placa metálica se ennegrece. Si se tienen en cuenta los datos siguientes:

$E°(Cu^{2+}|Cu) = +0{,}34$ V $\qquad E°(Hg_2^{2+}|Hg) = +0{,}80$ V $\qquad E°(Hg^{2+}|Hg_2^{2+}) = +0{,}91$ V
$E°(H_2O|H_2) = -0{,}83$ V $\qquad E°(O_2|H_2O) = +1{,}23$ V

el fenómeno se debe a que:
a) El cobre reduce al ion Hg(I) a su forma elemental, y esta se deposita sobre la placa.
b) El agua oxida al cobre y forma óxido de cobre(II) sobre la placa.
c) El agua oxida al ion Hg(I) y este impregna la superficie de la placa.
d) El agua reduce al ion Hg(I) sobre la placa, pero el cobre metálico permanece inalterado.
e) El agua reduce al ion Hg(I) y oxida al cobre de la placa.

(O.Q.L. País Vasco 2017)

Para que la reacción sea espontánea se debe cumplir que $\Delta G° < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión:

$$\Delta G° = -nFE°$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E° > 0$.

a) **Verdadero**. Si la placa se ennegrece es que se forma mercurio que queda amalgamado con el cobre de la placa. Las semirreacciones son:

reducción: $Hg_2^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow 2\ Hg(l)$ $E° = +0{,}80$ V

oxidación: $Cu(s) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + 2\ e^-$ $E° = -0{,}34$ V

global: $Hg_2^{2+}(aq) + Cu(s) \rightarrow 2\ Hg(l) + Cu^{2+}(aq)$ $E° = 0{,}56$ V

Como se cumple que $E° > 0$, la reacción es espontánea.

b) Falso. Si el agua oxida al cobre. Las semirreacciones son:

reducción: $2\ H_2O(l) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g) + 2\ OH^-(aq)$ $E° = -0{,}83$ V

oxidación: $Cu(s) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + 2\ e^-$ $E° = -0{,}34$ V

global: $2\ H_2O(l) + Cu(s) \rightarrow H_2(g) + Cu(OH)_2(s)$ $E° = -1{,}17$ V

Como se cumple que $E° < 0$, la reacción no es espontánea.

c) Falso. Si el agua oxida al Hg(I) se forma Hg(II) que queda en disolución y la placa no se ennegrece. Las semirreacciones son:

reducción: $2\ H_2O(l) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g) + 2\ OH^-(aq)$ $E° = -0{,}83$ V

oxidación: $Hg_2^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow 2\ Hg^{2+}(aq)$ $E° = -0{,}91$ V

global: $2\ H_2O(l) + Cu(s) \rightarrow H_2(g) + Cu(OH)_2(s)$ $E° = -1{,}74$ V

Como se cumple que $E° < 0$, la reacción no es espontánea.

d) Si el agua reduce al Hg(I) se forma mercurio que queda amalgamado con el cobre. Las semirreacciones son:

reducción: $Hg_2^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow 2\ Hg(l)$ $E° = +0{,}80$ V

oxidación: $2\ H_2O(l) \rightarrow O_2(g) + 4\ H^+(aq) + 4\ e^-$ $E° = -1{,}23$ V

global: $Hg_2^{2+}(aq) + 2\ H_2O(l) \rightarrow 2\ Hg(l) + O_2(g) + 4\ H^+(aq)$ $E° = -0{,}43$ V

Como se cumple que $E° > 0$, la reacción no es espontánea.

e) Falso. Se trata de una propuesta absurda, el agua no actúa como oxidante y reductor de forma simultánea.

La respuesta correcta es la **a**.

4.36. Para resolver un ejercicio de clase, un grupo de alumnos necesita utilizar el potencial de electrodo $E°(Fe^{3+}|Fe^{2+})$, pero no consiguen encontrar el dato. Sin embargo, el profesor ha escrito en la pizarra que $E°(Fe^{3+}|Fe) = -0{,}04$ V y $E°(Fe^{2+}|Fe) = -0{,}44$ V. De las proposiciones siguientes, cuál es la correcta:
a) Con la información de que disponen no se puede calcular el valor de $E°(Fe^{3+}|Fe^{2+})$.
b) El potencial que necesitan es +0,76 V.
c) El potencial que necesitan es +0,40 V.
d) Todas las anteriores son erróneas.

(O.Q.N. Santander 2019)

A partir de los datos propuestos se pueden escribir las siguientes semirreacciones:

$Fe^{3+}(aq) + 3\ e^- \rightarrow Fe(s)$

$Fe(s) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + 2\ e^-$

La reacción global es:

$$Fe^{3+}(aq) + e^- \rightarrow Fe^{2+}(aq)$$

La energía de Gibbs de la reacción global se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G^o_{Fe^{3+}|Fe^{2+}} = \Delta G^o_{Fe^{3+}|Fe} - \Delta G^o_{Fe^{2+}|Fe}$$

La expresión que relaciona la variación de energía de Gibbs, $\Delta G°$, con el potencial de la celda, $E°$, es:

$$\Delta G° = -nFE°$$

Sustituyendo:

$$(-F \cdot E^o_{Fe^{3+}|Fe^{2+}}) = (-3\,F \cdot E^o_{Fe^{3+}|Fe}) - (-2\,F \cdot E^o_{Fe^{2+}|Fe})$$

Simplificando se obtiene:

$$E^o_{Fe^{3+}|Fe^{2+}} = 3 \cdot (-0{,}04\ V) - 2 \cdot (-0{,}44\ V) = +0{,}76\ V$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.37. La notación esquemática de la celda con electrodos $Mg^{2+}|Mg$ y $Ag^+|Ag$ en condiciones estándar es:
a) $Ag^+|Ag$ (1 M)||Mg^{2+} (1 M)|Mg
b) Ag|Ag^+ (1 M)||Mg^{2+}|Mg (1 M)
c) Mg|Mg^{2+} (1 M)||Ag^+ (1 M)|Ag
d) Mg^{2+}|Mg (1 M)||Ag (1 M)|Ag^+

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2019)

Para que la reacción sea espontánea se debe cumplir que $\Delta G° < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión:

$$\Delta G° = -nFE°$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E° > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial, que se escribe a la derecha en la notación de la celda, se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial, que se escribe a la izquierda, como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo anterior, las semirreacciones correspondientes son:

cátodo (reducción): $2\,[Ag^+(1\ M) + e^- \rightarrow Ag(s)]$ $\quad E° = +0{,}80\ V$

ánodo (oxidación): $Mg(s) \rightarrow Mg^{2+}(1\ M) + 2\,e^-$ $\quad E° = -(-2{,}37\ V)$

global: $2\,Ag^+(1\ M) + Mg(s) \rightarrow 2\,Ag(s) + Mg^{2+}(1\ M)$ $\quad E° = 3{,}17\ V$

La notación abreviada que corresponde a esta celda es:

Mg|Mg^{2+} (1 M)||Ag^+ (1 M)|Ag

La respuesta correcta es la **c**.

(Para resolver esta cuestión se deberían haber proporcionado los valores de los potenciales de reducción de los elementos propuestos).

4.38. A partir de los potenciales de reducción que se adjuntan, ¿qué metales de la lista se disolverán en una disolución de HCl 1 M?
***E*°: (Fe^{2+}|Fe) = –0,44 V; (Ag^+|Ag) = +0,80 V; (Cu^{2+}|Cu) = +0,34 V; (Na^+|Na) = –2,71 V; (H^+|H_2) = 0 V**
a) Todos pueden disolverse ya que se oxidan.
b) Solo los que presentan potencial de electrodo estándar negativo.
c) Solo los que presentan potencial de electrodo estándar positivo.
d) Ninguno se puede disolver.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2019) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2020)

Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que a presión y temperatura constantes, $\Delta G° < 0$. La relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la reacción, $E°$, viene dado por la expresión, $\Delta G° = -nFE°$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E° > 0$ y eso solo es posible si el metal tiene un potencial de electrodo negativo.

Por ejemplo, en la reacción entre HCl y Fe las semirreacciones y reacción global que tienen lugar son:

reducción: $2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow H_2$	$E° = 0{,}00$ V
oxidación: $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\ e^-$	$E° = -(-0{,}44$ V)
global: $2\ H^+ + Fe \rightarrow H_2 + Fe^{2+}$	$E° = 0{,}44$ V

La espontaneidad del proceso queda confirmada por el valor de $E° > 0$, por tanto, Fe y Na sí que se disuelven en ácido clorhídrico.

La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en Castilla-La Mancha 2020 se cambia HCl por H_2SO_4).

4.39. El ácido sulfúrico es capaz de oxidar a ciertos metales desprendiendo hidrógeno en la reacción. Considerando los de los potenciales de estándar reducción que se acompañan, ¿reaccionará el Zn con el ácido sulfúrico diluido?
a) No, ya que la reacción no es espontánea.
b) Sí, ya que el potencial de la reacción será, $E°$ = –0,76 V.
c) No, ya que el potencial de la reacción será, $E°$ = 0,76 V.
d) Sí, ya que el potencial de la reacción será, $E°$ = 0,76 V.
(Datos. $E°$ (Zn^{2+}|Zn) = –0,76 V; $E°$ (H^+|H_2) = 0,00 V).

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2019)

Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que a presión y temperatura constantes, $\Delta G° < 0$. La relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la reacción, $E°$, viene dado por la expresión, $\Delta G° = -nFE°$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E° > 0$ y eso solo es posible si el metal tiene un potencial de electrodo negativo.

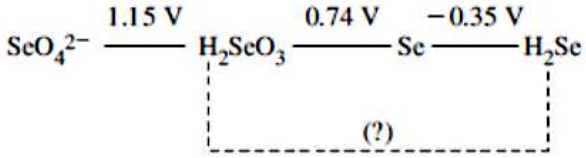
En este caso, en la reacción entre H_2SO_4 y Zn las semirreacciones y reacción global que tienen lugar son:

reducción: $2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow H_2$	$E° = 0{,}00$ V
oxidación: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$	$E° = -(-0{,}76$ V)
global: $2\ H^+ + Zn \rightarrow H_2 + Zn^{2+}$	$E° = 0{,}76$ V

La reacción es espontánea ya que $E° > 0$.

La respuesta correcta es la **d**.

4.40. Con los datos del diagrama de potenciales de electrodo estándar del selenio que aparece en la imagen, ¿cuál es el valor de $E°$ que corresponde al proceso de reducción del H_2SeO_3 a H_2Se?



a) +0,38 V
b) +1,09 V
c) +0,39 V
d) –0,39 V

(O.Q.N. Madrid 2021)

A partir de los datos propuestos se pueden escribir las siguientes semirreacciones:

$$SeO_3^{2-} + 6\ H^+ + 4\ e^- \rightarrow Se + 3\ H_2O \qquad E° = +0{,}74\ V$$

$$Se + 2\ e^- \rightarrow Se^{2-} \qquad E° = -0{,}35\ V$$

La reacción global es:

$$SeO_3^{2-} + 6\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow Se^{2-} + 3\ H_2O \qquad E° = ¿?$$

La energía de Gibbs de la reacción global se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G^o_{SeO_3^{2-}|Se^{2-}} = \Delta G^o_{SeO_3^{2-}|Se} + \Delta G^o_{Se|Se^{2-}}$$

La expresión que relaciona la variación de energía de Gibbs, $\Delta G°$, con el potencial de la celda, $E°$, es:

$$\Delta G° = -nFE°$$

Sustituyendo:

$$(-6\ F \cdot E^o_{SeO_3^{2-}|Se^{2-}}) = (-4F \cdot E^o_{SeO_3^{2-}|Se}) + (-2F \cdot E^o_{Se|Se^{2-}})$$

Simplificando se obtiene:

$$6\ E^o_{SeO_3^{2-}|Se^{2-}} = (-4 \cdot 0{,}74\ V) + [-2 \cdot (-0{,}35\ V)] \quad \rightarrow \quad E^o_{SeO_3^{2-}|Se^{2-}} = +0{,}38\ V$$

La respuesta correcta es la **a**.

5. POTENCIALES DE CELDA EN FUNCIÓN DE LAS CONCENTRACIONES. ECUACIÓN DE NERNST

5.1. Solo una de las siguientes propuestas es falsa:
a) En la celda:

$$Zn(s) - 2\,e^- \rightarrow Zn^{2+}$$
$$Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu(s)$$

el potencial varía al variar las concentraciones.
b) El potencial del par $Cr_2O_7^{2-}|Cr^{3+}$ varía con el pH.
c) Cuando una reacción llega al equilibrio se cumple que $E = 0$.
d) El potencial del par $Cu^{2+}|Cu(s)$ disminuye al aumentar el pH.

(O.Q.L. Asturias 1990)

La ecuación de Nernst (1889) permite calcular el potencial de la celda en condiciones diferentes a las estándar, disoluciones 1 M:

$$E = E^o - \frac{0{,}0592}{n} \log Q$$

a) Verdadero. La ecuación química correspondiente a la reacción que ocurre en la celda propuesta es:

$$Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$$

En este caso, la expresión de Q es:

$$Q = \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$$

Si $Q \neq 1$, entonces cambia el valor de E.

b) Verdadero. La ecuación química correspondiente a la semirreacción de reducción del $Cr_2O_7^{2-}$ es:

$$Cr_2O_7^{2-} + 14\,H^+ + 6\,e^- \rightarrow 2\,Cr^{3+} + 7\,H_2O$$

En este caso, la expresión de Q es:

$$Q = \frac{[Cr^{3+}]^2}{[Cr_2O_7^{2-}]\,[H^+]^{14}}$$

Como se observa, si Q depende de $[H^+]$, es decir, del pH, el potencial del par, E, varía con él.

c) Verdadero. En el equilibrio se cumple que $E = 0$ y $Q = K$, con lo que la expresión de Nernst queda como:

$$E^o = \frac{0{,}0592}{n} \log K$$

d) **Falso**. La ecuación química correspondiente a la semirreacción de reducción del Cu^{2+} es:

$$Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cu(s)$$

En este caso, la expresión de Q es:

$$Q = \frac{1}{[Cu^{2+}]}$$

Como se observa, si Q no depende de $[H^+]$, es decir, del pH, el potencial del par, E, no varía.

La respuesta correcta es la **d**.

5.2. En una disolución de $CuSO_4$ 1 M se introduce una lámina de cobre y en otra de $ZnSO_4$ 10^{-3} M una de zinc. Se unen ambas con un puente salino. Señale cuáles de las siguientes propuestas son ciertas:
a) El electrodo de cobre es el ánodo y el de zinc el cátodo.
b) La reducción tiene lugar en el cátodo.
c) La fuerza electromotriz de la celda es 1,1 V.
d) Los electrones van del electrodo de cobre al electrodo de zinc.
(Datos. $E°$ $(Zn^{2+}|Zn) = -0{,}76$ V; $E°$ $(Cu^{2+}|Cu) = +0{,}34$ V).

(O.Q.L. Asturias 1991)

a) Falso. Una celda voltaica o galvánica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G° < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión, $\Delta G° = -nFE°$, se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E° > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial, que se escribe a la derecha en la notación de la celda es el polo positivo, ($Cu^{2+}|Cu$), que se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial, que se escribe a la izquierda es el polo negativo, ($Zn^{2+}|Zn$), que se comporta como ánodo y reductor (se oxida).

b) **Verdadero**. El cátodo es el electrodo en el que tiene lugar la semirreacción de reducción:

cátodo (reducción): $Cu^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu(s)$

c) Falso. El potencial estándar de la celda se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E° = E^o_{\text{cátodo}} - E^o_{\text{ánodo}} = E^o_{\text{reducción}} - E^o_{\text{oxidación}}$$

En este caso:

$$E° = E^o_{Cu^{2+}|Cu} - E^o_{Zn^{2+}|Zn} = (0{,}34\ V) - (-0{,}76\ V) = 1{,}1\ V$$

Como la concentración del electrodo de zinc es diferente de 1,0 M (condiciones estándar), para calcular el potencial de la celda hay que aplicar la ecuación de Nernst (1885) y el potencial que se obtenga será diferente de 1,1 V.

d) Falso. Los electrones de la celda se dirigen de forma espontánea hacia los potenciales crecientes, desde el polo negativo o ánodo, ($Zn^{2+}|Zn$), hacia el polo positivo o cátodo, ($Cu^{2+}|Cu$).

La respuesta correcta es la **b**.

5.3. La ecuación de Nernst:

$$E = E° - \frac{0{,}06}{n}\log\,[\text{iones}]$$

aplicada a la celda $Pb|Pb^{2+}(1\ M)||Cu^{2+}(1\ M)|Cu$ proporciona un potencial, $E = 0{,}047$ V. Si la concentración de Pb^{2+} se reduce a 0,010 M el potencial cambia a:
a) (0,047 + 0,060) V
b) (0,047 + 0,030) V
c) (0,047 – 0,030) V
d) (0,047 – 0,060) V

(O.Q.L. Asturias 1992)

Las semirreacciones que tienen lugar en cada electrodo son:

cátodo: $Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$

ánodo: $Pb \rightarrow Pb^{2+} + 2\ e^-$

global: $Cu^{2+} + Pb \rightarrow Cu + Pb^{2+}$

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la célula es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E° - \frac{0{,}06}{n}\log Q$$

Aplicada a esta reacción:

$$E = E° - \frac{0{,}06}{2}\log\frac{[Pb^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$$

El valor del potencial de la celda es:

$$E = 0{,}047 - \frac{0{,}06}{2} \cdot \log(0{,}010) = (0{,}047 + 0{,}060)\ \text{V}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.4. Si el número de moles de electrones, así como el de todas las especies químicas que intervienen en la reacción de una celda se multiplica por dos:
a) El potencial de la celda se duplica.
b) El potencial se reduce a la mitad.
c) El potencial no varía.
d) El potencial se eleva al cuadrado.
e) La intensidad de la corriente eléctrica permanece constante.
f) El potencial de la celda no varía, lo que varía es la fuerza electromotriz.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Asturias 2009)

▪ Por ejemplo, dadas las semirreacciones:

oxidación: $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2\ e^-$

reducción: $Cu^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu(s)$

global: $Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$

Aplicando la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^\circ - \frac{0{,}0592}{n} \log Q = E^\circ - \frac{0{,}0592}{2} \cdot \log \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$$

▪ Si ahora se multiplica la ecuación química por 2:

$2\ Zn(s) + 2\ Cu^{2+}(aq) \rightarrow 2\ Zn^{2+}(aq) + 2\ Cu(s)$

Aplicando la ecuación de Nernst:

$$E = E^\circ - \frac{0{,}0592}{4} \cdot \log \frac{[Zn^{2+}]^2}{[Cu^{2+}]^2} = E^\circ - \frac{0{,}0592}{4} \cdot 2 \log \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]} = E^\circ - \frac{0{,}0592}{2} \cdot \log \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$$

Como se observa, el potencial de la celda permanece constante.

La respuesta correcta es la **c**.

5.5. Para la siguiente celda electroquímica:

$Al(s)|Al^{3+}(0{,}18\ M)||Fe^{2+}(0{,}85\ M)|Fe(s)$

Si los potenciales estándar de electrodo del Al^{3+} y del Fe^{2+} son, respectivamente, –1,676 V y –0,440 V, el potencial de la celda es:
a) –1,25 V
b) 1,25 V
c) 2,12 V
d) –1,24
e) 1,24 V

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.L. Galicia 2015) (O.Q.N. Salamanca 2018) (O.Q.L. Galicia 2021)

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:

cátodo (reducción): $3\ [Fe^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Fe(s)]$

ánodo (oxidación): $2\ [Al(s) \rightarrow Al^{3+}(aq) + 3\ e^-]$

global: $3\ Fe^{2+}(aq) + 2\ Al(s) \rightarrow 3\ Fe(s) + 2\ Al^{3+}(aq)$

El potencial estándar de la celda se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E^\circ = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = E^\circ_{\text{reducción}} - E^\circ_{\text{oxidación}}$$

Para este caso:

$$E^\circ = E^\circ_{\text{Fe}^{2+}\,|\,\text{Fe}} - E^\circ_{\text{Al}^{3+}\,|\,\text{Al}} = (-0{,}440\text{ V}) - (-1{,}676\text{ V}) = 1{,}24\text{ V}$$

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la celda es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^\circ - \frac{0{,}0592}{n}\log Q$$

Aplicada a esta reacción:

$$E = E^\circ - \frac{0{,}0592}{n}\log\frac{[\text{Al}^{3+}]^2}{[\text{Fe}^{2+}]^3}$$

El valor del potencial de la celda es:

$$E = 1{,}24 - \frac{0{,}0592}{6}\cdot\log\frac{(0{,}18)^2}{(0{,}85)^3} = 1{,}25\text{ V}$$

▪ Otra forma de calcularlo sería:

$$E = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = E_{\text{Fe}^{2+}\,|\,\text{Fe}} - E_{\text{Al}^{3+}\,|\,\text{Al}}$$

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la celda es preciso aplicar la ecuación de Nernst:

$$E = E^\circ - \frac{0{,}0592}{n}\log\frac{[\text{reducida}]}{[\text{oxidada}]}$$

El valor del potencial de cada electrodo es, respectivamente:

$$E_{\text{cátodo}} = E^\circ_{\text{Fe}^{2+}\,|\,\text{Fe}} - \frac{0{,}0592}{2}\cdot\log\frac{1}{[\text{Fe}^{2+}]} = (-0{,}440) - \frac{0{,}0592}{2}\cdot\log\left(\frac{1}{0{,}85}\right) = -0{,}440\text{ V}$$

$$E_{\text{ánodo}} = E^\circ_{\text{Al}^{3+}\,|\,\text{Al}} - \frac{0{,}0592}{3}\cdot\log\frac{1}{[\text{Al}^{3+}]} = (-1{,}676) - \frac{0{,}0592}{3}\cdot\log\left(\frac{1}{0{,}15}\right) = -1{,}69\text{ V}$$

El potencial de la celda es:

$$E_{\text{celda}} = (-0{,}440\text{ V}) - (-1{,}69\text{ V}) = 1{,}25\text{ V}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Las opciones propuestas en El Escorial 2012 son más acordes con el resultado obtenido).

5.6. La fem estándar de la celda:

$Sn(s)|Sn^{2+}(aq)||Zn^{2+}(aq)|Zn(s)$ es –0,62 V.

Si la concentración de ambos iones cambiara a 0,1 M, ¿qué valor tomaría la fem de la celda?

a) Permanecería inalterado.

b) Se haría mucho menor.

c) Se haría un poco menor.

d) Es imposible calcularlo con los datos que se tienen.

e) Tomaría un valor positivo.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2002)

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:

cátodo (reducción): $Zn^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Zn(s)$

ánodo (oxidación): $Sn(s) \rightarrow Sn^{2+}(aq) + 2\,e^-$

global: $Zn^{2+}(aq) + Sn(s) \rightarrow Zn(s) + Sn^{2+}(aq)$

El potencial estándar de la celda se calcula mediante la expresión:

$$E^\circ = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = E^\circ_{\text{reducción}} - E^\circ_{\text{oxidación}}$$

Para este caso:

$$E^\circ = E^\circ_{Zn^{2+}|Zn} - E^\circ_{Sn^{2+}|Sn} = -0{,}62 \text{ V}$$

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la celda es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^\circ - \frac{0{,}0592}{n} \log Q$$

El valor de la fem de la celda es:

$$E = (-0{,}62) - \frac{0{,}0592}{2} \cdot \log \frac{[Sn^{2+}]}{[Zn^{2+}]} = (-0{,}62) - \frac{0{,}0592}{2} \cdot \log \left(\frac{0{,}1}{0{,}1}\right) = -0{,}62 \text{ V}$$

Como se observa, cuando las concentraciones de las especies iónicas son iguales, el potencial de la celda permanece inalterado.

La respuesta correcta es la **a**.

5.7. ¿Cuál sería el ΔG de la reacción siguiente a 25 °C?

$2\ Ag^+(0{,}100\ M) + Sn(s) \rightarrow 2\ Ag(s) + Sn^{2+}(0{,}500\ M)$ $E^\circ = 0{,}940$ V.

a) –4120 cal mol^{-1}
b) 17,169 kJ mol^{-1}
c) 41,2 kcal mol^{-1}
d) –171,694 kJ mol^{-1}
e) –17,169 kJ mol^{-1}

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

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la celda es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^\circ - \frac{0{,}0592}{n} \log Q$$

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos y la reacción global son:

cátodo (reducción): $2\ [Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)]$

ánodo (oxidación): $Sn(s) \rightarrow Sn^{2+}(aq) + 2\ e^-$

global: $2\ Ag^+(aq) + Sn(s) \rightarrow 2\ Ag(s) + Sn^{2+}(aq)$

El valor de E es:

$$E = E^\circ - \frac{0{,}0592}{n} \log \frac{[Sn^{2+}]}{[Ag^+]^2} = 0{,}940 - \frac{0{,}0592}{2} \cdot \log \left(\frac{0{,}500}{0{,}100^2}\right) = 0{,}890 \text{ V}$$

La relación existente entre la energía de Gibbs y la fuerza electromotriz de la reacción viene dada por la siguiente expresión:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

El valor de la energía de Gibbs es:

$$\Delta G^\circ = -2 \cdot (96.485 \text{ C mol}^{-1}) \cdot (0{,}890 \text{ V}) \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = -172 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.8. ¿Cuál es el valor del potencial de la siguiente celda?

$Pt|Sn^{2+}(0,233\ M)|\ Sn^{4+}(1,05\ M)||Ag^{+}(2,22\cdot10^{-2}\ M)|Ag(s)$

a) 0,763 V
b) 0,529 V
c) 0,412 V
d) 0,680 V
e) 0,578 V
(Datos. $E°\ (Sn^{4+}|Sn^{2+}) = +0,154$ V; $E°\ (Ag^{+}|Ag) = +0,799$ V).

(O.Q.N. Luarca 2005)

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la celda es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^{o} - \frac{0,0592}{n}\log\frac{[\text{reducida}]}{[\text{oxidada}]}$$

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:

cátodo (reducción): $2\ (Ag^{+} + e^{-} \rightarrow Ag)$

ánodo (oxidación): $Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+} + 2\ e^{-}$

El potencial de la celda se calcula mediante la expresión:

$$E = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}}$$

El potencial de cada electrodo es:

$$E_{\text{cátodo}} = E^{o}_{Ag^{+}|Ag} - \frac{0,0592}{1}\cdot\log\frac{1}{[Ag^{+}]} = 0,799 - \frac{0,0592}{1}\cdot\log\left(\frac{1}{2,22\cdot10^{-2}}\right) = 0,701\ \text{V}$$

$$E_{\text{ánodo}} = E^{o}_{Sn^{4+}|Sn^{2+}} - \frac{0,0592}{2}\cdot\log\frac{[Sn^{2+}]}{[Sn^{4+}]} = 0,154 - \frac{0,0592}{2}\cdot\log\left(\frac{0,233}{1,05}\right) = 0,173\ \text{V}$$

El potencial de la celda es:

$$E = (0,701\ \text{V}) - (0,173\ \text{V}) = 0,528\ \text{V}$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.9. La corrosión del hierro es un proceso electroquímico que, en medio ácido, implica los siguientes potenciales de reducción: $E°\ (Fe^{2+}|Fe) = -0,440$ V y $E°\ (O_2|H_2O) = +1,23$ V. El potencial de la celda estándar basada en la reacción de la corrosión si el pH = 5,00 y el resto de las especies implicadas se encuentran en condiciones estándar es:

a) 1,67 V
b) −0,19 V
c) −1,37 V
d) 0,19 V
e) 1,37 V

(O.Q.N. Vigo 2006)

Las semirreacciones correspondientes al proceso de corrosión del hierro son:

cátodo (reducción): $O_2(g) + 2\ H^{+}(aq) + 2\ e^{-} \rightarrow H_2O(l)$ $\quad E^{o}_{\text{cátodo}} = +\ 1,23$ V

ánodo (oxidación): $Fe(s) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + 2\ e^{-}$ $\quad E^{o}_{\text{ánodo}} = +\ 0,440$ V

global: $Fe(s) + O_2(g) + 2\ H^{+}(aq) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + H_2O(l)$ $\quad E^{o}_{\text{celda}} = 1,67$ V

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la celda es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^{o} - \frac{0{,}0592}{n} \log Q$$

La expresión de Q es:

$$Q = \frac{[Fe^{2+}]}{[H^{+}]^{2}}$$

Si la disolución tiene pH = 5,00 de acuerdo con el concepto de pH:

$$[H^{+}] = 10^{-pH} = 1{,}00 \cdot 10^{-5} \text{ M.}$$

El valor del potencial de la celda es:

$$E = (1{,}67 \text{ V}) - \frac{0{,}0592}{2} \cdot \log \frac{1{,}00}{(1{,}00 \cdot 10^{-5})^{2}} = 1{,}37 \text{ V}$$

La respuesta correcta es la **e**.

5.10. Se introduce un electrodo de plata en una disolución saturada de cloruro de plata. Calcule el potencial del par $Ag^{+}|Ag$ teniendo en cuenta:

$E°$ ($Ag^{+}|Ag$) = +0,80 V K_s (AgCl) = $1{,}8 \cdot 10^{-10}$

a) +0,81 V
b) +1,09 V
c) +0,51 V
d) +0,73 V
e) +0,62 V

(O.Q.N. Castellón 2008)

El equilibrio de solubilidad de AgCl es:

$$AgCl(s) \leftrightarrows Ag^{+}(aq) + Cl^{-}(aq)$$

El producto de solubilidad, K_s, del AgCl es:

$$K_s = [Ag^{+}]\,[Cl^{-}]$$

Los valores $[Ag^{+}]$ y $[Cl^{-}]$ son los correspondientes a los de la disolución saturada de AgCl(sat):

$K_s = [Ag^{+}]\,[Cl^{-}] = s^{2}$ siendo s la solubilidad del AgCl.

El valor de la solubilidad molar es:

$$[Ag^{+}] = s = \sqrt{1{,}8 \cdot 10^{-10}} = 1{,}34 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la celda es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^{o} - \frac{0{,}0592}{n} \log \frac{[\text{reducida}]}{[\text{oxidada}]}$$

El valor del potencial del electrodo es:

$$E = E^{o} - \frac{0{,}0592}{n} \log \frac{1}{[Ag^{+}]} = 0{,}80 - \frac{0{,}0592}{1} \cdot \log \left(\frac{1}{1{,}34 \cdot 10^{-5}} \right) = +0{,}51 \text{ V}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.11. El potencial de una celda formada por las semiceldas de $Zn^{2+}|Zn$ y de $Cr^{3+}|Cr$ a 25 °C si las concentraciones son $[Zn^{2+}] = 0{,}050$ M y $[Cr^{3+}] = 0{,}10$ M es:
a) –1,5 V
b) 0,020 V
c) 1,5 V
d) 0,040 V
e) Ninguna de las anteriores.
(Datos. $E°$ $(Zn^{2+}|Zn) = -0{,}76$ V; $E°$ $(Cr^{3+}|Cr) = -0{,}74$ V).

(O.Q.L. País Vasco 2008)

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la celda es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^{o} - \frac{0{,}0592}{n}\log Q$$

El par (electrodo) que presenta mayor potencial, es el polo positivo, $(Cr^{3+}|Cr)$, que se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial es el polo negativo, $(Zn^{2+}|Zn)$, que se comporta como ánodo y reductor (se oxida). Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos y la reacción global son:

cátodo (reducción): $2\ (Cr^{3+} + 3\ e^{-} \rightarrow Cr)$

ánodo (oxidación): $3\ (Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^{-})$

global: $2\ Cr^{3+}(aq) + 3\ Zn(s) \rightarrow 2\ Cr(s) + 3\ Zn^{2+}(aq)$

El potencial de la celda se calcula mediante la expresión:

$$E = \left(E^{o}_{Cr^{3+}|Cr} - E^{o}_{Zn^{2+}|Zn}\right) - \frac{0{,}0592}{n}\log\frac{[Zn^{2+}]^3}{[Cr^{3+}]^2} =$$

$$= [(-0{,}74) - (-0{,}76)] - \frac{0{,}0592}{6}\log\frac{(0{,}050)^3}{(0{,}10)^2} = 0{,}040\ \text{V}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.12. Para la siguiente celda voltaica:
$Pb(s)|Pb^{2+}(aq)||Ag^{+}(aq)|Ag(s)$
¿qué cambio producirá un aumento en el potencial de la celda?
a) Aumento de $[Pb^{2+}]$.
b) Aumento de $[Ag^{+}]$.
c) Eliminación de Pb(s).
d) Eliminación de Ag(s).
e) Adición de Ag(s).

(O.Q.N. Sevilla 2010)

Una celda voltaica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G° < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión:

$$\Delta G° = -nFE°$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E° > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial, que se escribe a la derecha en la notación de la celda, se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial, que se escribe a la izquierda, como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo anterior, las semirreacciones de dicha celda son:

cátodo (reducción): $2\ [Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)]$

ánodo (oxidación): $Pb(s) \rightarrow Pb^{2+}(aq) + 2\ e^-$

global: $2\ Ag^+(aq) + Pb(s) \rightarrow 2\ Ag(s) + Pb^{2+}(aq)$

La ecuación de Nernst (1889) permite calcular el potencial de una celda en condiciones diferentes de las estándar:

$$E = E^o - \frac{0{,}0592}{n}\log Q \qquad \rightarrow \qquad E = E^o - \frac{0{,}0592}{2}\cdot\log\frac{[Pb^{2+}]}{[Ag^+]^2}$$

a) Falso. Suponiendo que se parte de condiciones estándar, disoluciones 1 M y 298 K, un aumento de $[Pb^{2+}]$ hace que el segundo término de la ecuación de Nernst sea positivo, lo cual hace disminuir el valor de E.

b) **Verdadero**. Un aumento de $[Ag^+]$ hace que el segundo término de la ecuación de Nernst sea negativo, lo cual hace aumentar el valor de E.

c-d-e) Falso. Como se observa, los sólidos no aparecen en la expresión anterior, por tanto, los cambios en ellos no producen ninguna variación en el potencial de la celda.

La respuesta correcta es la **b**.

5.13. Para la celda:

$$Zn(s) + 2\ H^+(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + H_2(g) \qquad E° = 0{,}76\ V$$

¿Qué cambio producirá un incremento del voltaje de la celda?

a) Incrementando el tamaño del electrodo de Zn.

b) Incrementando la concentración de Zn^{2+}.

c) Incrementando la concentración de H^+.

d) Incrementando la presión de $H_2(g)$.

(O.Q.L. La Rioja 2012)

La ecuación de Nernst (1889) permite calcular el potencial de una celda en condiciones diferentes de las estándar:

$$E = E° - \frac{0{,}0592}{n}\log Q$$

En este caso, el valor del potencial viene dado por:

$$E = E° - \frac{0{,}0592}{2}\cdot\log\frac{[Zn^{2+}]\ (p_{H_2})}{[H^+]^2}$$

a) Falso. Como se observa, el sólido no aparece en la expresión anterior, por tanto, no produce ninguna variación en el potencial de la celda.

b-d) Falso. El aumento de $[Zn^{2+}]$ o de p_{H_2} hacen aumentar el segundo término de la ecuación de Nernst, lo cual hace disminuir el valor de E.

c) **Verdadero**. El aumento de $[H^+]$ puede hacer cambiar el signo del segundo término de la ecuación de Nernst, lo cual hace aumentar el valor de E.

La respuesta correcta es la **c**.

5.14. Señale cuál de las siguientes afirmaciones es cierta:

a) Si el número de moles de electrones de la reacción de una semicelda, así como el de las especies químicas que intervienen, se multiplica por 3, el potencial de electrodo queda multiplicado por 3.

b) En una celda en equilibrio, la constante se anula.

c) En el ánodo se producen siempre las reducciones.

d) El potencial de la celda depende de la naturaleza de los electrodos y de las concentraciones de las disoluciones.

(O.Q.L. País Vasco 2012)

a) Falso. El potencial de la celda no cambia si se multiplica por algún factor el número de electrones intercambiados entre las especies.

b) Falso. En una reacción en equilibrio se cumple que el potencial de la reacción, $E = 0$. Aplicando la ecuación de Nernst (1889) se obtiene:

$$E = E° - \frac{0{,}0592}{n} \log K = 0 \qquad \rightarrow \qquad K = 10^{\left(\frac{n\,E°}{0{,}0592}\right)}$$

c) Falso. El ánodo es el electrodo en el que tiene lugar la semirreación de oxidación.

d) **Verdadero**. El potencial o fuerza electromotriz de una celda en condiciones estándar (25 °C, 1 atm y disoluciones 1 M) se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E° = E^{o}_{\text{cátodo}} - E^{o}_{\text{ánodo}} = E^{o}_{\text{reducción}} - E^{o}_{\text{oxidación}}$$

Si las especies iónicas tienen concentraciones diferentes a 1 M, se aplica la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E° - \frac{0{,}0592}{n} \log Q$$

El valor de E depende de $E°$ y de Q, es decir, de las sustancias que intervienen en las reacciones de los electrodos y de sus concentraciones iónicas.

La respuesta correcta es la **d**.

5.15. Una celda voltaica se construye mediante la siguiente reacción:

$Sn^{2+}(aq) + 2\ Ag^{+}(aq) \rightarrow Sn^{4+}(aq) + 2\ Ag(s)$

¿Cómo se podría aumentar el voltaje de la misma?

a) Aumentando la concentración $[Sn^{2+}]$.

b) Aumentando la concentración $[Sn^{4+}]$.

c) Disminuyendo la concentración $[Ag^{+}]$.

d) Reduciendo el tamaño del electrodo de Ag.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014)

Las semirreacciones que tienen lugar en dicha celda son:

cátodo (reducción): $2\ [Ag^{+}(aq) + e^{-} \rightarrow Ag(s)]$

ánodo (oxidación): $Sn^{2+}(aq) \rightarrow Sn^{4+}(aq) + 2\ e^{-}$

La ecuación de Nernst (1889) permite calcular el potencial de una celda en condiciones diferentes de las estándar:

$$E = E° - \frac{0{,}0592}{n} \log Q$$

En este caso el valor del potencial viene dado por:

$$E = 0{,}763 - \frac{0{,}0592}{2} \cdot \log \frac{[Sn^{4+}]}{[Sn^{2+}]\,[Ag^{+}]^{2}}$$

Para aumentar el voltaje de la celda es preciso que el segundo término de la ecuación de Nernst se haga negativo. La única propuesta que hace que eso ocurra es un aumento de $[Sn^{2+}]$.

La respuesta correcta es la **a**.

5.16. La fuerza electromotriz de una celda:

a) Depende de las sustancias que intervienen en las reacciones del electrodo y de sus concentraciones.

b) No depende de la concentración.

c) Solo depende de la concentración.

d) No puede descomponerse en la suma algebraica de dos potenciales parciales.

e) No depende de las sustancias que intervienen en las reacciones del electrodo.

(O.Q.L. País Vasco 2014)

El potencial o fuerza electromotriz de una celda en condiciones estándar (25 °C, 1 atm y disoluciones 1 M) se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E° = E^{o}_{\text{cátodo}} - E^{o}_{\text{ánodo}} = E^{o}_{\text{reducción}} - E^{o}_{\text{oxidación}}$$

Si las especies iónicas tienen concentraciones diferentes a 1 M, se aplica la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E° - \frac{0{,}0592}{n} \log Q$$

El valor de E depende de $E°$ y de Q, es decir, de las sustancias que intervienen en las reacciones de los electrodos y de sus concentraciones iónicas.

La respuesta correcta es la **a**.

5.17. Para la reacción:

$2\ Al + 3\ Zn^{2+} \rightarrow 2\ Al^{3+} + 3\ Zn$ $\quad$ $E°$(celda) = 0,913 V

Se prepara una disolución 0,5 M en cada uno de los dos iones a 298 K. Se puede afirmar que:

a) Esta reacción se encuentra en equilibrio.

b) La reacción evolucionará hacia la derecha.

c) La reacción no es espontánea.

d) El potencial de la reacción en esas condiciones es 0,913 V.

e) El potencial de la reacción en esas condiciones es 0 V.

(O.Q.L. Madrid 2014)

Las semirreacciones que tenen lugar son:

cátodo (reducción): $3\ [Zn^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Zn(s)]$

ánodo (oxidación): $2\ [Al(s) \rightarrow Al^{3+}(aq) + 3\ e^-]$

La ecuación de Nernst (1889) permite calcular el potencial de una celda en condiciones diferentes de las estándar:

$$E = E° - \frac{0{,}0592}{\text{n}} \log Q$$

En este caso el valor del potencial viene dado por:

$$E = 0{,}913 - \frac{0{,}0592}{6} \cdot \log \frac{[Al^{3+}]^2}{[Zn^{2+}]^3}$$

Como en este caso:

$$[Al^{3+}] = [Zn^{2+}] = 0{,}5\ \text{M}$$

Se cumple que, $E = E° = 0{,}913$ V.

La respuesta correcta es la **d**.

5.18. La celda voltaica representada por el esquema:

$Zn(s)|Zn^{2+}(aq, 1\ M)||H^+(aq, 1\ M)|H_2(g, 1\ atm)|Pt(s)$

tiene un potencial E^{o}_{celda} = 0,763 V. Se puede afirmar que E_{celda}:

a) Aumenta si disminuye $[H^+]$.

b) Aumenta si aumenta la presión de $H_2(g)$.

c) Disminuye si se añade $OH^-(aq)$ al electrodo de hidrógeno.

d) Aumenta si se añade nitrato de zinc al ánodo.

e) Aumenta si se duplica el área superficial del ánodo.

(O.Q.N. Oviedo 2014)

Una celda voltaica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G° < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión:

$$\Delta G° = -nFE°$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E° > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial, que se escribe a la derecha en la notación de la celda, se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial, que se escribe a la izquierda, como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo anterior, las semirreacciones de dicha celda son:

$$Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2\ e^-$$

$$2\ H^+(aq) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g)$$

La ecuación de Nernst (1889) permite calcular el potencial de una celda en condiciones diferentes de las estándar:

$$E_{celda} = E° - \frac{0{,}0592}{n} \log Q$$

En este caso, el valor del potencial viene dado por:

$$E_{celda} = 0{,}763 - \frac{0{,}0592}{2} \cdot \log \frac{[Zn^{2+}]\ (p_{H_2})}{[H^+]^2}$$

a-b-d) Falso. La disminución de $[H^+]$, el aumento de $[Zn^{2+}]$ o de p_{H_2} hacen aumentar el segundo término de la ecuación de Nernst, lo cual hace disminuir el valor de E_{celda}.

c) **Verdadero**. Los iones OH^- añadidos consumen iones H^+ del electrodo de hidrógeno lo que hace más negativo el segundo término de la ecuación de Nernst, haciendo disminuir el valor de E_{celda}.

e) Falso. Como se observa, el sólido no aparece en la expresión anterior, por tanto, no produce ninguna variación en el valor de E_{celda}.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en La Rioja 2012).

5.19. El potencial estándar *E*° de la siguiente reacción es 0,283 V. ¿Cuál de los siguientes cambios producirá un aumento del potencial?

$$Cl_2(g) + 2\ Br^-(aq) \rightarrow Br_2(l) + 2\ Cl^-(aq)$$

a) Aumentar $[Br^-]$
b) Aumentar $[Cl^-]$
c) Aumentar el tamaño de los electrodos.
d) Disminuir $[Br^-]$
e) Diluir la disolución.

(O.Q.N. Madrid 2015)

La ecuación de Nernst (1889) permite calcular el potencial de una celda en condiciones diferentes de las estándar:

$$E = E° - \frac{0{,}0592}{n} \log Q$$

En este caso, por ser condiciones estándar, $p_{Cl_2} = 1$ atm, el valor del potencial viene dado por:

$$E = E° - \frac{0{,}0592}{2} \cdot \log \frac{[Cl^-]^2}{[Br^-]^2}$$

La única forma propuesta para que aumente el potencial de la reacción es aumentar el valor de $[Br^-]$, ya que hace que el segundo término de la ecuación sea más pequeño.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Sevilla 2010).

5.20. En la celda galvánica:

$Sn(s)|Sn^{2+}(aq)||Cu^{2+}(aq)|Cu(s)$

El potencial estándar es 0,48 V. Considerando que se comienza con concentraciones estándar, ¿cuáles son las concentraciones de Sn^{2+} y Cu^{2+} cuando la celda se ha descargado con el potencial de 0,45 V?

a) $[Sn^{2+}] = 0,47$ M y $[Cu^{2+}] = 1,53$ M
b) $[Sn^{2+}] = [Cu^{2+}] = 1,00$ M
c) $[Sn^{2+}] = 1,53$ M y $[Cu^{2+}] = 0,47$ M
d) $[Sn^{2+}] = 1,85$ M y $[Cu^{2+}] = 0,15$ M

(O.Q.N. El Escorial 2017)

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:

cátodo (reducción): $Cu^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu(s)$

ánodo (oxidación): $Sn(s) \rightarrow Sn^{2+}(aq) + 2\ e^-$

global: $Cu^{2+}(aq) + Sn(s) \rightarrow Cu(s) + Sn^{2+}(aq)$

El potencial estándar de la celda se calcula mediante la expresión:

$$E^\circ = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = E^\circ_{\text{reducción}} - E^\circ_{\text{oxidación}}$$

Para este caso:

$$E^\circ = E^\circ_{Cu^{2+}|Cu} - E^\circ_{Sn^{2+}|Sn} = 0,48 \text{ V}$$

Al descargarse la celda, las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, por lo que para calcular el potencial de la celda es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n}\log Q = E^\circ - \frac{0,0592}{n}\log\frac{[Sn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$$

El valor del potencial de la celda indica que se trata de una reacción espontánea, por lo que las concentraciones iónicas en ese instante serán:

$[Cu^{2+}] = (1,00 - x)$ M $\qquad [Sn^{2+}] = (1,00 + x)$ M

Sustituyendo los valores en la ecuación de Nernst se obtiene:

$$0,45 = 0,48 - \frac{0,0592}{2}\cdot\log\frac{(1,00+x)}{(1,00-x)} \quad \rightarrow \quad x = 0,82 \text{ M}$$

Los valores de las concentraciones iónicas son:

$[Cu^{2+}] = (1,00 - 0,82)$ M = 0,18 M $\qquad [Sn^{2+}] = (1,00 + 0,82)$ M = 1,8 M

Ninguna respuesta es correcta.

5.21. Calcule el potencial de electrodo, *E*, para el electrodo plata-cloruro de plata, KCl(aq) 0,800 M a la temperatura de 25 °C.

a) 1,37 V
b) 0,80 V
c) 0,57 V
d) 0,23 V
(Datos. $Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$, $E^\circ = 0,79$ V; $K_s = 1,8\cdot10^{-10}$).

(O.Q.N. El Escorial 2017)

Como la concentración del electrodo es diferente a la estándar, disolución 1 M, para calcular el potencial del mismo es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E_{Ag^+|Ag} = E^\circ - \frac{0,0592}{n}\log Q = E^\circ - \frac{0,0592}{n}\log\frac{1}{[Ag^+]}$$

El equilibrio de solubilidad del AgCl es:

$$AgCl(s) \leftrightarrows Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$$

El producto de solubilidad, K_s, del AgCl es:

$$K_s = [Ag^+]\,[Cl^-]$$

de donde se obtiene que:

$$[Ag^+] = \frac{K_s}{[Cl^-]}$$

Sustituyendo en la ecuación de Nernst:

$$E_{Ag^+|Ag} = E^\circ - \frac{0{,}0592}{n}\log\frac{[Cl^-]}{K_s} = 0{,}79 - 0{,}0592 \cdot \log\left(\frac{0{,}800}{1{,}8\cdot 10^{-10}}\right) = 0{,}22\ V$$

La reacción que tiene lugar en el electrodo plata-cloruro de plata es:

$$AgCl(s) + e^- \rightarrow Ag(s) + Cl^-(aq)$$

La ecuación para calcular el potencial correspondiente a este electrodo:

$$E_{Ag^+|Ag|Cl^-} = 0{,}22 - 0{,}0592 \cdot \log\,[Cl^-] = 0{,}22\ V$$

El valor del potencial es:

$$E_{Ag^+|Ag|Cl^-} = 0{,}22 - 0{,}0592 \cdot \log\,(0{,}800) = 0{,}23\ V$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.22. Se ha medido a 25 °C un potencial de 0,168 V para una célula electroquímica en la que se produce una reacción que se describe así:

$$Co(s) + Sn^{2+}(0{,}180\ M) \rightarrow Sn(s) + Co^{2+}(0{,}0200\ M)$$

Calcule el valor del potencial estándar, *E*°, de la célula:

a) 0,270 V
b) 0,028 V
c) 0,180 V
d) 0,140 V

(O.Q.L. La Rioja 2018)

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la célula es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^\circ - \frac{0{,}0592}{n}\log Q$$

Aplicada a esta reacción:

$$E = E^\circ - \frac{0{,}0592}{n}\log\frac{[Co^{2+}]}{[Sn^{2+}]}$$

El valor del potencial estándar de la célula es:

$$E^\circ = 0{,}168 + \frac{0{,}0592}{2}\cdot\log\frac{0{,}0200}{0{,}180} = 0{,}140\ V$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.23. ¿Cuál será el potencial E_{celda} para la celda siguiente?
$Zn(s)|Zn^{2+}(aq, 0,100\ M)||Cu^{2+}(aq, 0,0100\ M)|Cu(s)$
¿Es espontáneo el proceso tal como está escrito?
a) –1,07 V y no espontánea
b) –1,33 V y no espontánea
c) 1,07 y espontánea
d) 1,33 V y espontánea
(Datos. $E°$ ($Zn^{2+}|Zn$) = –0,760 V y $E°$ ($Cu^{2+}|Cu$) = +0,340 V).

(O.Q.N. Santander 2019)

De acuerdo con la notación propuesta para la celda, las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:

cátodo (reducción): $Cu^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu(s)$

ánodo (oxidación): $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2\ e^-$

global: $Cu^{2+}(aq) + Zn(s) \rightarrow Cu(s) + Zn^{2+}(aq)$

El potencial estándar de la celda se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E° = E^o_{cátodo} - E^o_{ánodo} = E^o_{reducción} - E^o_{oxidación}$$

Para este caso:

$$E^o = E^o_{Cu^{2+}|Cu} - E^o_{Zn^{2+}|Zn} = (0,340\ V) - (-0,760\ V) = 1,10\ V$$

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la celda es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E° - \frac{0,0592}{n} \log Q$$

Aplicada a esta reacción:

$$E = E° - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$$

El valor del potencial de la celda es:

$$E = 1,10 - \frac{0,0592}{2} \cdot \log \frac{0,100}{0,0100} = 1,07\ V$$

Para que una reacción sea espontánea se debe cumplir que $\Delta G° < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión:

$$\Delta G° = -nFE°$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E° > 0$, por tanto, como en este caso, $E° = 1,07$ V, se trata de una reacción espontánea.

La respuesta correcta es la **c**.

5.24. El potencial de reducción de un electrodo de hidrógeno cuando está introducido en cierta disolución reguladora del pH (tampón o buffer) es –0,413 V. Por tanto, el pH del tampón es:
a) 1
b) 3
c) 7
d) 14

(O.Q.N. Santander 2019)

La ecuación correspondiente a la reacción del electrodo es:

$$2\ H^+(x\ M) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g, 1\ atm)$$

Como las condiciones son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial del electrodo es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E° - \frac{0{,}0592}{n}\log Q = E° - \frac{0{,}0592}{2}\log\frac{p_{H_2}}{[H^+]^2}$$

Teniendo en cuenta que, $E° = 0$ y que $p_{H_2} = 1$ atm, la ecuación anterior queda como:

$$E = -0{,}0592\ \text{pH}$$

Sustituyendo se obtiene que el pH de la disolución tampón es:

$$\text{pH} = \frac{-0{,}413}{-0{,}0592} = 6{,}98 \approx 7$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.25. Se construye una pila uniendo con puente salino dos vasos. Uno contiene una lámina de cobre sumergida en una disolución de sulfato de cobre(II) y el otro una lámina de zinc sumergida en una disolución de sulfato de zinc. Sabiendo que el potencial de reducción del zinc es menor que el del cobre, seleccione la proposición correcta:
a) Cuando la pila funciona, el vaso de cobre actúa como ánodo.
b) Al escribir la notación de la pila, el símbolo del zinc se coloca en el extremo derecho.
c) El potencial de la pila sube si se incrementa la proporción $[Cu^{2+}]/[Zn^{2+}]$.
d) El potencial de la pila es máximo cuando $[Cu^{2+}] = [Zn^{2+}]$.

(O.Q.N. Valencia 2020)

La celda propuesta es la pila construida por John F. Daniell (1836). Se trata de una celda voltaica, que es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G° < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión:

$$\Delta G° = -nFE°$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E° > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial, en este caso el cobre, que se escribe a la derecha en la notación de la celda, se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial, en este caso el zinc, que se escribe a la izquierda, como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo anterior, las semirreacciones de dicha celda son:

cátodo (reducción): $Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$

ánodo (oxidación): $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$

global: $Cu^{2+} + Zn \rightarrow Cu + Zn^{2+}$

a-b) Falso. Según se ha justificado anteriormente.

Cuando las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la celda es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E° - \frac{0{,}0592}{n}\log Q$$

Aplicada a esta reacción:

$$E = E° - \frac{0{,}0592}{n}\log\frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$$

c) **Verdadero**. Cuando aumenta la relación $[Cu^{2+}]/[Zn^{2+}]$, Q disminuye y término de la ecuación de Nernst que lo incluye se hace positivo y el potencial de la celda aumenta.

d) Falso. Según ha justificado en el apartado anterior.

La respuesta correcta es la **c**.

5.26. Una manera de representar las pilas es la siguiente:

$Sn(s) \mid Sn^{2+}(aq) \mid\mid Cu^{2+}(aq) \mid Cu(s)$

Para la celda voltaica representada arriba, ¿qué cambio aumentará el voltaje?

a) Aumentar el tamaño del electrodo de Sn.

b) Aumentar el tamaño del electrodo de Cu.

c) Incrementar la concentración de Sn^{2+}.

d) Incrementar la concentración de Cu^{2+}.

(O.Q.L. Madrid 2021)

Una celda voltaica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G° < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre $\Delta G°$ y el potencial de la celda, $E°$, viene dado por la expresión:

$$\Delta G° = -nFE°$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E° > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial, que se escribe a la derecha en la notación de la celda, se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial, que se escribe a la izquierda, como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo anterior, las semirreacciones de dicha celda son:

cátodo: $Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu$

ánodo: $Sn \rightarrow Sn^{2+} + 2\,e^-$

global: $Cu^{2+} + Sn \rightarrow Cu + Sn^{2+}$

La ecuación de Nernst (1889) permite calcular el potencial de una celda en condiciones diferentes de las estándar:

$$E = E^o - \frac{0{,}0592}{n}\log Q \qquad \rightarrow \qquad E = E^o - \frac{0{,}0592}{2}\cdot\log\frac{[Sn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$$

Un aumento de $[Cu^{2+}]$ hace que el segundo término de la ecuación de Nernst sea negativo, lo cual hace aumentar el valor de E.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Sevilla 2010).

6. CELDAS DE CONCENTRACIÓN. MEDIDA DE K_s

6.1. Para la siguiente celda galvánica:

$Ag(s)|Ag^+(AgI\ sat.)||Ag^+(0{,}100\ M)|Ag(s)$

si la fuerza electromotriz, E = 0,417 V, la constante del producto de solubilidad del AgI es:

a) $K_s = 2\cdot10^{17}$
b) $K_s = 8{,}3\cdot10^{-7}$
c) $K_s = 8{,}3\cdot10^{-11}$
d) $K_s = 8{,}3\cdot10^{-17}$
e) $K_s = 8{,}3\cdot10^{-170}$

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.N.Q. Córdoba 2007)

La celda propuesta está formada por dos electrodos idénticos, pero con diferente concentración iónica y se denomina celda de concentración.

El proceso espontáneo en una celda de concentración siempre tiene lugar en el sentido de dilución de la disolución más concentrada, mientras que la disolución diluida se hace más concentrada. Por tanto, el electrodo $Ag|Ag^+(sat)$ se comporta como ánodo y el $Ag^+(0{,}100\ M)|Ag$ es el cátodo.

Este tipo de celdas permiten calcular el producto de solubilidad de una sustancia, K_s.

El equilibrio de solubilidad de AgI es:

$$AgI(s) \leftrightarrows Ag^+(aq) + I^-(aq)$$

El producto de solubilidad, K_s, del AgI es:

$$K_s = [Ag^+]\,[I^-]$$

Los valores $[Ag^+]$ y $[I^-]$ son los correspondientes a los de la disolución saturada de AgI(sat):

$$K_s = [Ag^+_{(sat)}]\,[I^-_{(sat)}]$$

que pueden calcularse a partir de la fuerza electromotriz, E, de la celda propuesta. Esta se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E = E_{cátodo} - E_{ánodo} = E_{Ag^+|Ag} - E_{Ag^+(sat)|Ag}$$

Las semirreacciones que tienen lugar son:

cátodo (reducción): $Ag^+(0{,}100\ M) + e^- \rightarrow Ag(s)$

ánodo (oxidación): $Ag(s) \rightarrow Ag^+(sat) + e^-$

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la celda es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^\circ - \frac{0{,}0592}{n}\log\frac{[reducida]}{[oxidada]}$$

El potencial de cada electrodo es:

$$E_{cátodo} = E_{Ag^+|Ag} - \frac{0{,}0592}{1}\cdot\log\frac{1}{[Ag^+]}$$

$$E_{ánodo} = E_{Ag^+(sat)|Ag} - \frac{0{,}0592}{1}\cdot\log\frac{1}{[Ag^+_{(sat)}]}$$

El potencial de la celda es:

$$E = \left(E_{Ag^+|Ag} - \frac{0{,}0592}{1}\cdot\log\frac{1}{[Ag^+]}\right) - \left(E_{Ag^+(sat)|Ag} - \frac{0{,}0592}{1}\cdot\log\frac{1}{[Ag^+_{(sat)}]}\right)$$

$$E = \left(E_{Ag^+|Ag} - E_{Ag^+(sat)|Ag}\right) - \frac{0{,}0592}{1}\cdot\log\frac{[Ag^+_{(sat)}]}{[Ag^+]}$$

Por tratarse de una celda que tiene los electrodos idénticos, $E^{o}_{celda} = 0$, y la expresión se simplifica a:

$$E = -0{,}0592 \cdot \log \frac{[Ag^{+}_{(sat)}]}{[Ag^{+}]}$$

$$0{,}417 = 0{,}0592 \cdot \log \frac{0{,}100}{[Ag^{+}_{(sat)}]} \quad \rightarrow \quad [Ag^{+}_{(sat)}] = 9{,}04 \cdot 10^{-9}\ M$$

Como en el equilibrio se cumple que:

$$[Ag^{+}_{(sat)}] = [I^{-}_{(sat)}]$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene:

$$K_s = (9{,}04 \cdot 10^{-9})^2 = 8{,}17 \cdot 10^{-17}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(La diferencia entre las soluciones propuestas en Barcelona 2001 y Córdoba 2007 está en que las de Córdoba 2007 son las que parecen más coherentes).

6.2. Teniendo en cuenta que K_s ($NiCO_3$) = $1{,}42 \cdot 10^{-7}$; $E°$ ($Ni^{2+}|Ni$) = –0,257 V, el valor del potencial de la siguiente celda voltaica a 25 °C:

$Ni(s)|Ni^{2+}$(dis. sat. $NiCO_3$)$||Ni^{2+}$(0,0100 M)$|Ni(s)$, es:

a) 0,257 V
b) –0,257 V
c) 0,00 V
d) 0,00844 V
e) 0,0422 V

(O.Q.N. Tarazona 2003)

La celda propuesta está formada por dos electrodos idénticos, pero con diferente concentración iónica y se denomina celda de concentración.

El proceso espontáneo en una celda de concentración siempre tiene lugar en el sentido de dilución de la disolución más concentrada, mientras que la disolución diluida se hace más concentrada. Por tanto, el electrodo $Ni|Ni^{2+}$(sat) se comporta como ánodo y el Ni^{2+}(0,0100 M)$|Ni$ es el cátodo.

Este tipo de celdas permiten calcular el producto de solubilidad de una sustancia, K_s.

El equilibrio de solubilidad de $NiCO_3$ es:

$$NiCO_3(s) \leftrightarrows Ni^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

El producto de solubilidad, K_s, del $NiCO_3$ es:

$$K_s = [Ni^{2+}]\,[CO_3^{2-}]$$

Los valores $[Ni^{2+}]\,[CO_3^{2-}]$ son los correspondientes a los de la disolución saturada de $NiCO_3$(sat):

$$K_s = [Ni^{2+}_{(sat)}]\,[CO^{2-}_{3\,(sat)}]$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[Ni^{2+}_{(sat)}] = [CO^{2-}_{3\,(sat)}]$$

A partir de la expresión de la constante K_s se obtiene:

$$[Ni^{2+}_{(sat)}] = \sqrt{K_s} = \sqrt{1{,}42 \cdot 10^{-7}} = 3{,}77 \cdot 10^{-4}\ M$$

Las semirreacciones que tienen lugar son:

cátodo (reducción): $Ni^{2+}(0{,}0100\ M) + 2\ e^{-} \rightarrow Ni(s)$

ánodo (oxidación): $Ni(s) \rightarrow Ni^{2+}(sat) + 2\ e^{-}$

La fuerza electromotriz de la celda, E, se calcula mediante la expresión:

$$E = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = E_{\text{Ni}^{2+}\,|\,\text{Ni}} - E_{\text{Ni}^{2+}(\text{sat})\,|\,\text{Ni}}$$

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la celda es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^{\circ} - \frac{0{,}0592}{n}\log\frac{[\text{reducida}]}{[\text{oxidada}]}$$

El potencial de cada electrodo es:

$$E_{\text{cátodo}} = E^{\text{o}}_{\text{Ni}^{2+}\,|\,\text{Ni}} - \frac{0{,}0592}{2}\log\frac{1}{[\text{Ni}^{2+}]} = (-0{,}257) - \frac{0{,}0592}{2}\cdot\log\left(\frac{1}{0{,}0100}\right) = -0{,}316\ \text{V}$$

$$E_{\text{ánodo}} = E^{\text{o}}_{\text{Ni}^{2+}\,|\,\text{Ni}} - \frac{0{,}0592}{2}\log\frac{1}{[\text{Ni}^{2+}_{(\text{sat})}]} = (-0{,}257) - \frac{0{,}0592}{2}\cdot\log\left(\frac{1}{3{,}77\cdot10^{-4}}\right) = -0{,}358\ \text{V}$$

El potencial de la celda es:

$$E = (-0{,}316\ \text{V}) - (-0{,}358\ \text{V}) = 0{,}0420\ \text{V}$$

La respuesta correcta es la **e**.

6.3. Una celda de concentración está formada por electrodos de plata sumergidos en disoluciones de $AgNO_3$ con concentraciones diferentes. ¿Cuál será el voltaje si los dos compartimentos tienen concentraciones de $AgNO_3$ 1,0 M y 0,010 M?
a) 0,03 V
b) 0,06 V
c) 0,12 V
d) 0,24 V

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

El proceso espontáneo en una celda de concentración siempre tiene lugar en el sentido de dilución de la disolución más concentrada, mientras que la disolución diluida se hace más concentrada. Por tanto, el electrodo $Ag|Ag^{+}(0{,}010\ M)$ se comporta como ánodo y el $Ag^{+}(1{,}0\ M)|Ag$ es el cátodo.

Por tanto, las semirreacciones de esta celda de concentración son:

cátodo (reducción): $Ag^{+}(1{,}0\ M) + e^{-} \rightarrow Ag(s)$

ánodo (oxidación): $Ag(s) \rightarrow Ag^{+}(0{,}010\ M) + e^{-}$

global: $Ag(s) + Ag^{+}(1{,}0\ M) \rightarrow Ag^{+}(0{,}010\ M) + Ag(s)$

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la celda es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^{\text{o}} - \frac{0{,}0592}{n}\log Q$$

La expresión de Q es:

$$Q = \frac{[\text{Ag}^{+}_{(\text{ánodo})}]}{[\text{Ag}^{+}_{(\text{cátodo})}]}$$

Por tratarse de electrodos idénticos, $E^{\text{o}} = 0$, y el valor del potencial de la celda es:

$$E = -0{,}0592\cdot\log\left(\frac{0{,}010}{1{,}0}\right) = 0{,}12\ \text{V}$$

La respuesta correcta es la **c**.

6.4. Calcule el potencial de la celda:

$Pt|H_2(g, 1\ atm)|H^+(0{,}0100\ M)||H^+(1{,}00\ M)|H_2(g, 1\ atm)|Pt$

a) 0,8 V
b) 0,018 V
c) 1,18 V
d) 0,118 V
e) 0 V

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.N. Madrid 2021)

La celda propuesta está formada por dos electrodos idénticos, pero con diferente concentración iónica y se denomina celda de concentración.

El proceso espontáneo en una celda de concentración siempre tiene lugar en el sentido de dilución de la disolución más concentrada, mientras que la disolución diluida se hace más concentrada. Por tanto, el electrodo $H_2|H^+(0{,}0100\ M)$ se comporta como ánodo y el $H^+(1{,}00\ M)|H_2$ es el cátodo.

En la notación abreviada de la celda, el electrodo que se escribe a la derecha actúa como cátodo y el situado a la izquierda es el ánodo. Por tanto, las semirreacciones de esta celda de concentración son:

cátodo (reducción): $2\ H^+(1{,}00\ M) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g)$

ánodo (oxidación): $H_2(g) \rightarrow 2\ H^+(0{,}0100\ M) + 2\ e^-$

global: $H_2(g) + 2\ H^+(1{,}00\ M) \rightarrow 2\ H^+(0{,}0100\ M) + H_2(g)$

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la celda es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^o - \frac{0{,}0592}{n} \log Q$$

La expresión de Q es:

$$Q = \frac{[H^+_{(ánodo)}]^2}{[H^+_{(cátodo)}]^2}$$

Por tratarse de electrodos idénticos, $E^o = 0$, y el valor del potencial de la celda es:

$$E = -\frac{0{,}0592}{2} \cdot \log\left(\frac{0{,}0100^2}{1{,}00^2}\right) = 0{,}118\ V$$

La respuesta correcta es la **d**.

6.5. En unas prácticas del Grado de Química se monta la siguiente celda electroquímica: una semicelda contiene una disolución saturada de hidróxido de zinc ($K_s = 1{,}2 \cdot 10^{-17}$) en contacto con un electrodo zinc, y la otra semicelda contiene una disolución de 10^{-4} M de sulfato de zinc en contacto con otro electrodo de zinc. Ambos compartimentos se ponen en contacto con un puente salino adecuado y se mide el potencial de la celda. ¿En qué dirección fluirán los electrones?

a) Desde el ánodo de $Zn|Zn^{2+}(sat)$ hasta el cátodo $Zn^{2+}(10^{-4}\ M)|Zn$.
b) Desde el cátodo $Zn^{2+}(10^{-4}\ M)|Zn$ hasta el ánodo de $Zn|Zn^{2+}(sat)$.
c) Desde el ánodo $Zn^{2+}(10^{-4}\ M)|Zn$ hasta el cátodo de $Zn|Zn^{2+}(sat)$.
d) Desde el cátodo de $Zn|Zn^{2+}(sat)$ hasta el ánodo $Zn^{2+}(10^{-4}\ M)|Zn$.

(O.Q.L. La Rioja 2016)

La celda propuesta está formada por dos electrodos idénticos, pero con diferente concentración iónica y se denomina celda de concentración.

El proceso espontáneo en una celda de concentración siempre tiene lugar en el sentido de dilución de la disolución más concentrada, mientras que la disolución diluida se hace más concentrada. Por tanto, el electrodo $Zn|Zn^{2+}(sat)$ se comporta como ánodo y el $Zn^{2+}(10^{-4}\ M)|Zn$ es el cátodo.

Las semirreacciones que tienen lugar son:

reducción: $Zn^{2+}(10^{-4}\ M) + 2\ e^- \rightarrow Zn(s)$

oxidación: $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(sat) + 2\ e^-$

La reacción global es:

$Zn^{2+}(10^{-4}\ M) \rightarrow Zn^{2+}(sat)$

La notación de la celda es:

$Zn|Zn^{2+}(sat)||Zn^{2+}(10^{-4}\ M)|Zn$

En esta celda, los electrones fluyen de forma espontánea desde el ánodo $Zn|Zn^{2+}(sat)$ hasta el cátodo $Zn^{2+}(10^{-4}\ M)|Zn$.

La respuesta correcta es la **a**.

6.6. El voltaje generado por la siguiente celda electroquímica es +20,0 mV a 25 °C.

$Zn(s)|Zn^{2+}(aq, 0{,}100\ M)||Zn^{2+}(aq)|Zn(s)$

El valor de $[Zn^{2+}]$ de la derecha de la celda será:

a) Mayor que 0,100 M.

b) Menor que 0,100 M.

c) 0,100 M

d) La concentración estándar 1,000 M.

(O.Q.L. La Rioja 2017)

La celda propuesta está formada por dos electrodos idénticos, pero con diferente concentración iónica y se denomina celda de concentración.

El proceso espontáneo en una celda de concentración siempre tiene lugar en el sentido de dilución de la disolución más concentrada, mientras que la disolución diluida se hace más concentrada. Por tanto, el electrodo $Zn^{2+}|Zn\ (0{,}100\ M)$ se comporta como ánodo y el $Zn^{2+}(aq)|Zn$ es el cátodo.

En la notación abreviada de la celda, el electrodo que se escribe a la derecha actúa como cátodo y el situado a la izquierda es el ánodo. Por tanto, las semirreacciones de esta celda de concentración son:

cátodo (reducción): $Zn^{2+}(x\ M) + 2\ e^- \rightarrow Zn(s)$

ánodo (oxidación): $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(0{,}100\ M) + 2\ e^-$

global: $Zn(s) + Zn^{2+}(x\ M) \rightarrow Zn^{2+}(0{,}100\ M) + Zn(s)$

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la celda es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^o - \frac{0{,}0592}{n} \log Q$$

La expresión de Q es:

$$Q = \frac{[Zn^{2+}_{(ánodo)}]}{[Zn^{2+}_{(cátodo)}]}$$

Por tratarse de electrodos idénticos, $E^o = 0$, y el valor del potencial de la celda es:

$$0{,}020 = \frac{0{,}0592}{2} \cdot \log \frac{[Zn^{2+}_{(cátodo)}]}{0{,}100\ M} \qquad \rightarrow \qquad [Zn^{2+}_{(cátodo)}] = 0{,}47\ M > 0{,}100\ M$$

La respuesta correcta es la **a**.

6.7. Considere la siguiente célula electroquímica a 25 °C:

$Fe(s)|Fe^{2+}(aq, 0{,}100\ M)||Fe^{2+}(aq, x\ M)|Fe(s)$

Indique la respuesta correcta:

a) Si x es mayor que 0,100 M, la célula tendrá un potencial mayor que cero.

b) Si x es mayor que 0,100 M, la célula tendrá un potencial menor que cero.

c) Si x es igual a 0,100 M, la célula funcionará espontáneamente.

d) No importa el valor de x, la célula no funcionará espontáneamente.

(O.Q.L. La Rioja 2019)

La célula propuesta está formada por dos electrodos idénticos, pero con diferente concentración iónica y se denomina celda de concentración.

El proceso espontáneo en una célula de concentración siempre tiene lugar en el sentido de dilución de la disolución más concentrada, mientras que la disolución diluida se hace más concentrada. Por tanto, el electrodo $Fe|Fe^{2+}(0{,}100\ M)$ se comporta como ánodo y el $Fe^{2+}(x > 0{,}100\ M)|Fe$ es el cátodo.

Las semirreacciones en cada electrodo y la reacción global son:

$$\text{cátodo (reducción): } Fe^{2+}(x > 0{,}100\ M) + 2\ e^- \rightarrow Fe(s)$$

$$\text{ánodo (oxidación): } Fe(s) \rightarrow Fe^{2+}(0{,}100\ M) + 2\ e^-$$

$$\text{global: } Fe^{2+}(0{,}100\ M) \rightarrow Fe^{2+}(x > 0{,}100\ M)$$

La notación de la celda es:

$$Fe|Fe^{2+}(0{,}100\ M)||Fe^{2+}(x > 0{,}100\ M)|Fe$$

En esta celda, los electrones fluyen de forma espontánea desde el ánodo $Fe|Fe^{2+}(0{,}100\ M)$ hasta el cátodo $Fe^{2+}(x > 0{,}100\ M)|Fe$.

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la célula es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^\circ - \frac{0{,}0592}{n} \log Q$$

Por tratarse de electrodos idénticos, $E^\circ = 0$, y el valor del potencial de la celda es:

$$E = \frac{0{,}0592}{n} \log \frac{[Fe^{2+}]_{cátodo}}{[Fe^{2+}]_{ánodo}}$$

En este caso:

$$\log \frac{[Fe^{2+}]_{cátodo}}{[Fe^{2+}]_{ánodo}} = \log \frac{x}{0{,}100} > 0$$

El valor del potencial de la célula es $E > 0$, luego la reacción es espontánea.

La respuesta correcta es la **a**.

7. CORROSIÓN

7.1. Se producirá mayor corrosión en el caso de:
a) Hierro en ambiente seco.
b) Hierro revestido con zinc.
c) Hierro revestido de níquel.
d) Hierro sumergido en una disolución de NaCl.
e) Hierro sumergido en agua.

(O.Q.N. Almería 1999)

La presencia de iones en el agua favorece la conducción de electrones y con ello la corrosión del hierro.

La respuesta correcta es la **d**.

7.2. En el proceso de galvanizado, el hierro se recubre con zinc. Esta protección química es más semejante a la proporcionada por:
a) Un objeto de hierro recubierto con plata.
b) Un bote de hierro recubierto con estaño.
c) Una tubería de cobre cubierta con pintura de tipo polimérico.
d) Conexión de tuberías de cobre utilizando soldadura de plomo.
e) Una barra de magnesio conectada a una tubería de hierro.

(O.Q.N. Oviedo 2002)

Si se conecta la tubería de hierro a una barra de magnesio (ánodo de sacrificio) se protege al hierro de la corrosión ya que el magnesio, al igual que el zinc, es un metal muy reductor (tiene un potencial estándar de reducción muy bajo) que se oxida más fácilmente que el hierro.

Consultando en la bibliografía los potenciales de reducción correspondientes a los tres metales propuestos se confirma la elección realizada:

$$Fe^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Fe(s) \qquad E° = -0{,}44\ V$$

$$Zn^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Zn(s) \qquad E° = -0{,}76\ V$$

$$Mg^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Mg(s) \qquad E° = -2{,}37\ V$$

La respuesta correcta es la **e**.

7.3. Señale la proposición correcta:
a) El ácido nítrico tiene propiedades reductoras.
b) Un método que evita la corrosión del hierro es mantenerlo unido a un metal menos activo que él.
c) Una disolución acuosa de sulfuro sódico tiene carácter ácido.
d) Los halógenos forman compuestos covalentes con hidrógeno y con carbono.

(O.Q.L. Madrid 2004)

a) Falso. El ácido nítrico, HNO_3, es un oxidante que se puede reducir a NO_2, NO, N_2 o NH_4^+ según la fuerza del reductor con el que se le haga reaccionar.

b) Falso. Un método para evitar la corrosión es mantenerlo unido a un metal que sea más activo que él como, por ejemplo, el magnesio.

c) Falso. El sulfuro de sodio en disolución acuosa se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:

$$Na_2S(aq) \rightarrow S^{2-}(aq) + 2\ Na^+(aq)$$

- El ion Na^+ es el conjugado de la base fuerte NaOH por lo que no se hidroliza.
- El ion S^{2-} es la base conjugada del ácido débil HS^- que se hidroliza según la ecuación:

$$S^{2-}(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HS^-(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^- por lo que el pH > 7 y la disolución es básica.

d) **Verdadero**. Un halógeno, como el cloro, forma compuestos con el hidrógeno, HCl, y con el carbono, CCl_4. Estos compuestos son covalentes debido a que la diferencia de electronegatividad entre estos elementos y el cloro es pequeña.

La respuesta correcta es la **d**.

7.4. Un método para proteger metales de la corrosión es conectar el metal directamente "ánodo de sacrificio". ¿Cuál de los siguientes metales es el más apropiado para actuar como ánodo de sacrificio para el cadmio, $E°$ (Cd^{2+}|Cd) = –0,40 V?
a) Cobalto, $E°$ (Co^{2+}|Co) = –0,28 V)
b) Aluminio, $E°$ (Al^{3+}|Al) = –1,66 V)
c) Magnesio, $E°$ (Mg^{2+}|Mg) = –2,37 V)
d) Hierro, $E°$ (Fe^{2+}|Fe) = –0,44 V)
e) Zinc, $E°$ (Zn^{2+}|Zn) = –0,76 V)

(O.Q.N. Valencia 2011)

El mejor metal de los propuestos para proteger de la corrosión al cadmio, actuando como ánodo de sacrificio, es aquel que tenga el potencial de electrodo más bajo, lo que quiere decir que es el metal más fácil de oxidar. De los metales propuestos, el más apropiado es el magnesio, $E°$ (Mg^{2+}|Mg = –2,37 V).

La respuesta correcta es la **c**.

7.5. Se quiere proteger una tubería de hierro subterránea frente a la corrosión conectándola eléctricamente a un bloque de otro material. Si dispone, para ello, de bloques de magnesio y de estaño, ¿qué usaría?
a) Debería usar el magnesio.
b) Debería usar el estaño.
c) Cualquiera de los dos es adecuado.
d) Ninguno de ellos sería adecuado, pues se debería usar un material con potencial estándar de reducción positivo.
(Datos. ($E°$ (Fe^{2+}|Fe) = –0,44 V; $E°$ (Mg^{2+}|Mg) =–2,40 V; $E°$ (Sn^{2+}|Sn) = –0,14 V).

(O.Q.L. País Vasco 2012)

El mejor metal para proteger de la corrosión al hierro ($E°$ = –0,44 V), actuando como ánodo de sacrificio, es aquel que tenga el potencial de electrodo más bajo, lo que quiere decir que es el metal más fácil de oxidar. De los metales propuestos, el más apropiado es el magnesio ($E°$ = –2,40 V) ya que, además, el estaño no serviría al tener un potencial superior al del hierro ($E°$ = –0,14 V)

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2011).

7.6. En la protección anódica contra la corrosión (oxidación del hierro), ¿cuál de los siguientes metales puede actuar como ánodo de sacrificio?
a) Ag
b) Cu
c) Ni
d) Zn
e) Pb
(Datos. $E°$: (Cu^{2+}|Cu) = +0,34 V; (Ni^{2+}|Ni) = –0,257 V; (Zn^{2+}|Zn) = –0,76 V; (Ag^{+}|Ag) = +0,80 V; (Pb^{2+}|Pb) = –0,125 V; (Fe^{2+}|Fe) = –0,44 V).

(O.Q.N. Madrid 2015)

De los metales propuestos el mejor para proteger de la corrosión al hierro, actuando como ánodo de sacrificio, es aquel que tenga el potencial de electrodo más bajo, lo que quiere decir que es el metal más fácil de oxidar. De los metales propuestos, el más apropiado es el zinc ($E°$ Zn^{2+}|Zn = –0,76 V).

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2011).

7.7. En la siguiente lista en aparecen valores de $E°$ para tres metales:

$Zn^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Zn(s)$ $E° = -0{,}76$ V

$Fe^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Fe(s)$ $E° = -0{,}44$ V

$Sn^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Sn(s)$ $E° = -0{,}14$ V

¿Cuál de las siguientes proposiciones es incorrecta?

a) En una lámina de hierro recubierta de zinc, en la que el revestimiento de zinc se rompe en la superficie, el zinc se corroerá con preferencia al hierro.

b) Si el hierro está recubierto con estaño y en el recubrimiento se rompe en la superficie, entonces el hierro será corroído.

c) Si los tres metales están en contacto, con la lámina de estaño en el medio, el zinc y el hierro se corroerán simultáneamente.

d) Una barra de zinc se disuelve en una disolución de Sn^{2+}.

(O.Q.N. Valencia 2020)

a) Correcto. Si se recubre la lámina de hierro con zinc (ánodo de sacrificio) se protege al hierro de la corrosión, ya que el zinc es un metal muy reductor (tiene un potencial estándar de reducción muy bajo) que se oxida más fácilmente que el hierro.

b) **Incorrecto**. Si se recubre la lámina de hierro con estaño no se protege al hierro de la corrosión, ya que el estaño es un metal menos reductor (tiene un potencial estándar de reducción superior al del hierro) que se oxida más difícilmente que el hierro.

c) Correcto. Según se ha justificado en los apartados anteriores.

d) Correcto. La relación existente entre la energía de Gibbs y el potencial de la reacción viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G° = -nFE°$$

Se producirá de forma espontánea aquella reacción en la que se cumpla que $\Delta G° < 0$ y para ello es necesario que $E° > 0$.

Las semirreacciones que tienen lugar son:

cátodo (reducción): $Sn^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Sn(s)$ $E° = -0{,}14$ V

ánodo (oxidación): $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2\ e^-$ $E° = -(-0{,}76\ V)$

global: $Sn^{2+}(aq) + Zn(s) \rightarrow Sn(s) + Zn^{2+}(aq)$ $E° = 0{,}62$ V

La respuesta correcta es la **b**.

8. ELECTRÓLISIS

8.1. De los siguientes conceptos sobre celdas electrolíticas uno es falso:
a) El cátodo es el lugar donde se produce la reducción.
b) En el ánodo tiene lugar una oxidación.
c) El polo negativo es el ánodo.
d) El polo negativo es el cátodo.
e) Los electrones se desplazan del ánodo al cátodo.

(O.Q.L. Asturias 1990) (O.Q.L. Castilla y León 2005)

a) Verdadero. El cátodo es el lugar físico en el que las especies captan electrones y se produce su reducción.

b) Verdadero. El ánodo es el lugar físico en el que las especies ceden electrones y se produce su oxidación.

c) **Falso**. En una celda electrolítica el ánodo es el polo positivo.

d) Verdadero. En una celda electrolítica el cátodo es el polo negativo.

e) Verdadero. En una cuba electrolítica los electrones se dirigen del ánodo (polo positivo) al cátodo (polo negativo) obligados por una batería, ya que el potencial de la cuba es negativo y la reacción es no espontánea.

La respuesta correcta es la **c**.

8.2. ¿Cuántos moles de $Cl_2(g)$ se producen por electrólisis de una disolución acuosa concentrada de NaCl, si se utiliza una corriente de 2,00 A de intensidad durante 8,00 horas?
a) 0,298
b) 0,149
c) 0,894
d) 0,596
e) 0,00496

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Asturias 2009) (O.Q.N. Salamanca 2018)

El cloruro de sodio en disolución acuosa se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:

$$NaCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + Na^+(aq)$$

En el ánodo tiene lugar la oxidación del Cl^- a Cl_2 de acuerdo con la siguiente ecuación química:

$$2\ Cl^-(aq) \rightarrow Cl_2(g) + 2\ e^-$$

La cantidad de corriente que pasa por la celda electrolítica es:

$$2{,}00\ A \cdot 8{,}00\ h \cdot \frac{3.600\ s}{1\ h} \cdot \frac{1\ C}{1\ A\ s} \cdot \frac{1\ mol\ e^-}{96.485\ C} = 0{,}597\ mol\ e^-$$

Relacionando electrones con Cl_2 se obtiene la cantidad de este que se desprende en el proceso:

$$0{,}597\ mol\ e^- \cdot \frac{1\ mol\ Cl_2}{2\ mol\ e^-} = 0{,}298\ mol\ Cl_2$$

La respuesta correcta es la **a**.

8.3. Si se hace pasar una carga eléctrica de 1.020 C a través de una disolución de $AgNO_3$, calcule el número de moles de plata depositados.
a) 0,0212
b) 2,00
c) 0,0106
d) 1,00
e) 0,0424

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

El nitrato de plata en disolución acuosa se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:

$$AgNO_3(aq) \rightarrow Ag^+(aq) + NO_3^-(aq)$$

La ecuación química correspondiente a la reducción del Ag^+ en el cátodo es:

$$Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$$

Relacionando cantidad de corriente con Ag se obtiene la cantidad de esta que se deposita:

$$1.020\ C \cdot \frac{1\ mol\ e^-}{96.485\ C} \cdot \frac{1\ mol\ Ag}{1\ mol\ e^-} = 0{,}01057\ mol\ Ag$$

La respuesta correcta es la **c**.

8.4. La semirreacción que ocurre en el ánodo durante la electrólisis de cloruro de sodio fundido es:
a) $Na^+(l) + e^- \rightarrow Na(l)$
b) $Cl_2(g) + 2\ e^- \rightarrow 2\ Cl^-(l)$
c) $2\ H_2O(l) \rightarrow O_2(g) + 4\ H^+(aq) + 4\ e^-$
d) $2\ Cl^-(l) \rightarrow Cl_2(g) + 2\ e^-$
e) $Na(l) \rightarrow Na^+(l) + e^-$

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L Asturias 2007)

El cloruro de sodio fundido se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:

$$NaCl(l) \rightarrow Cl^-(l) + Na^+(l)$$

El ánodo es el electrodo en el que tiene lugar la reacción de oxidación y, teniendo en cuenta que la única especie que puede oxidarse es el $Cl^-(l)$, la ecuación química correspondiente a dicho proceso es:

$$2\ Cl^-(l) \rightarrow Cl_2(g) + 2\ e^-$$

La respuesta correcta es la **d**.

8.5. Los productos de la electrólisis de $MgCl_2$ fundido son:
a) $H_2(g)$ y $Cl_2(g)$
b) $Mg(l)$ y $OH^-(aq)$
c) $Mg(l)$ y $Cl_2(g)$
d) $Mg(l)$ y $O_2(g)$
e) $H_2(g)$ y $O_2(g)$

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Madrid 2009)

El cloruro de magnesio fundido se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:

$$MgCl_2(l) \rightarrow 2\ Cl^-(l) + Mg^{2+}(l)$$

▪ El ánodo es el electrodo en el que tiene lugar la reacción de oxidación y, teniendo en cuenta que la única especie que puede oxidarse es el $Cl^-(l)$ que se oxida a $Cl_2(g)$, la ecuación química correspondiente a dicho proceso es:

$$2\ Cl^-(l) \rightarrow Cl_2(g) + 2\ e^-$$

▪ El cátodo es el electrodo en el que tiene lugar la reacción de reducción y, teniendo en cuenta que la única especie que puede reducirse es el $Mg^{2+}(l)$ que se reduce a $Mg(l)$, la ecuación química correspondiente a dicho proceso es:

$$Mg^{2+}(l) + 2\ e^- \rightarrow Mg(l)$$

La respuesta correcta es la **c**.

8.6. Los productos de la electrólisis de una disolución acuosa de H_2SO_4 son:
a) $H_2(g)$ y $OH^-(aq)$
b) $Na(s)$ y $O_2(g)$
c) $O_2(g)$ y $H^+(aq)$
d) $H_2(g)$ y $O_2(g)$
e) $H_2(g)$ y $H_2SO_3(aq)$

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

El ácido sulfúrico en disolución acuosa se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:

$$H_2SO_4(aq) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + 2\ H^+(aq)$$

además, la presencia del ácido sulfúrico favorece la ionización del agua presente en la disolución:

$$H_2O(l) \leftrightarrows H^+(aq) + OH^-(aq)$$

Las semirreacciones que tienen lugar son:

cátodo (reducción): $2\ H^+(aq) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g)$

ánodo (oxidación): $4\ OH^-(aq) \rightarrow O_2(g) + 2\ H_2O(l) + 4\ e^-$

El ion H^+ se reduce más fácilmente que el ion sulfato, ya que tiene un menor potencial estándar de electrodo.

La respuesta correcta es la **d**.

8.7. Durante la electrólisis de una disolución acuosa de $CuCl_2$ con electrodos de cobre:
a) Se obtiene cobre metálico en el ánodo.
b) Al circular durante 96.489 s una corriente de un amperio, se deposita 1 mol de Cu.
c) Se oxidan las impurezas de metales más nobles que el cobre que acompañan al ánodo.
d) Se deposita cobre metálico en el cátodo.
e) Los metales activos se depositan en el ánodo.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. País Vasco 2006) (O.Q.L. Asturias 2009)

El cloruro de cobre(II), $CuCl_2$, en disolución acuosa se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:

$$CuCl_2(aq) \rightarrow 2\ Cl^-(aq) + Cu^{2+}(aq)$$

También se tiene la ionización del agua:

$$H_2O(l) \leftrightarrows H^+(aq) + OH^-(aq)$$

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:

cátodo (reducción): $Cu^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu(s)$

ánodo (oxidación): $4\ OH^-(aq) \rightarrow O_2(g) + 2\ H_2O(l) + 4\ e^-$

En el cátodo, el ion Cu^{2+} se reduce más fácilmente que el resto de los iones, ya que tiene un mayor potencial estándar de electrodo y se deposita como Cu metal.

La respuesta correcta es la **d**.

8.8. Se hace pasar durante 20 minutos una corriente continua de 15 A de intensidad por tres celdas de electrólisis que contienen cada una, una disolución acuosa de HCl, H_2SO_4 y H_3PO_4, respectivamente.
a) Se obtendrá mayor volumen de hidrógeno en la celda que contiene H_3PO_4.
b) Se obtendrá mayor volumen de hidrógeno en la celda que contiene HCl.
c) Se obtendrá el mismo volumen de hidrógeno en las tres celdas.
d) En una de las celdas se desprenderá cloro en el cátodo.
e) En una de las celdas se obtiene SO_2 en el cátodo.

(O.Q.N. Burgos 1998)

Los ácidos clorhídrico, sulfúrico y fosfórico en disolución acuosa se encuentran ionizados de acuerdo con las siguientes ecuaciones:

$$HCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + H^+(aq)$$

$$H_2SO_4(aq) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + 2\ H^+(aq)$$

$$H_3PO_4(aq) \leftrightarrows PO_4^{3-}(aq) + 3\ H^+(aq)$$

además, la presencia de ácido favorece la ionización del agua:

$$H_2O(l) \leftrightarrows H^+(aq) + OH^-(aq)$$

En las tres celdas se produce las mismas semirreacciones independientemente de la cantidad de hidrógeno que lleva cada ácido:

cátodo (reducción): $2\ H^+(aq) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g)$

ánodo (oxidación): $4\ OH^-(aq) \rightarrow O_2(g) + 2\ H_2O(l) + 4\ e^-$

- El H^+ se reduce más fácilmente que el resto de los iones ya que tiene menor potencial de electrodo.
- El OH^- es la única especie, de todas las presentes, que se puede oxidar.

La respuesta correcta es la **c**.

8.9. ¿Cuántos moles de $O_2(g)$ se producen en la electrólisis de $Na_2SO_4(aq)$, si se hace pasar una corriente de 0,120 A a través de la disolución durante 65,0 min exactamente?
a) 0,0000808
b) 0,00485
c) 0,00242
d) 0,00121
e) 0,0000202

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2004)

El sulfato de sodio en disolución acuosa se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:

$$Na_2SO_4(aq) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + 2\ Na^+(aq)$$

También se tiene la ionización del agua:

$$H_2O(l) \leftrightarrows H^+(aq) + OH^-(aq)$$

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:

cátodo (reducción): $2\ H^+(aq) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g)$

ánodo (oxidación): $4\ OH^-(aq) \rightarrow O_2(g) + 2\ H_2O(l) + 4\ e^-$

El ion OH^- se oxida a O_2, ya que, de todas las especies presentes, es la única que se puede oxidar.

Relacionando la cantidad de corriente con O_2 se obtiene la cantidad de este desprendido:

$$0{,}120\ A \cdot 65{,}0\ min \cdot \frac{60\ s}{1\ min} \cdot \frac{1\ C}{1\ A\ s} \cdot \frac{1\ mol\ e^-}{96.485\ C} \cdot \frac{1\ mol\ O_2}{4\ mol\ e^-} = 1{,}21 \cdot 10^{-3}\ mol\ O_2$$

La respuesta correcta es la **d**.

8.10. ¿Cuánto tiempo tardarán en depositarse 0,00470 mol de oro por electrólisis de una disolución acuosa de $K[AuCl_4]$ utilizando una corriente de 0,214 A?
a) 35,3 min
b) 70,7 min
c) 106 min
d) 23,0 min
e) 212 min

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Asturias 2007)

El tetracloroaurato(III) de potasio en disolución acuosa se encuentra ionizado según la ecuación:

$$K[AuCl_4](aq) \rightarrow [AuCl_4]^-(aq) + K^+(aq)$$

La semirreacción de reducción que tiene lugar en el cátodo es:

$$[AuCl_4]^-(aq) + 3\ e^- \rightarrow Au(s) + 4\ Cl^-(aq)$$

Relacionando moles de Au y de electrones:

$$0{,}00470\ \text{mol Au} \cdot \frac{3\ \text{mol e}^-}{1\ \text{mol Au}} \cdot \frac{96.485\ \text{C}}{1\ \text{mol e}^-} = 1{,}36 \cdot 10^3\ \text{C}$$

El tiempo necesario para que pase esa cantidad de corriente por la celda electrolítica es:

$$t = \frac{1{,}36 \cdot 10^3\ \text{C}}{0{,}214\ \text{A}} \cdot \frac{1\ \text{min}}{60\ \text{s}} = 106\ \text{min}$$

La respuesta correcta es la **c**.

8.11. En la obtención de metales mediante procesos electrolíticos, ¿cuál de los siguientes metales supone mayor consumo de electricidad por tonelada de metal a partir de sus sales?
a) Na
b) Mg
c) Cu
d) Ba
e) Al
f) Cs
g) Ag

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.N. Ávila 2009)

La ecuación química correspondiente a la reducción del metal X en el cátodo es:

$$X^{n+}(aq) + n\ e^- \rightarrow X(s)$$

La ecuación general que permite calcular la cantidad de corriente necesaria para depositar 1 t de cualquier metal es:

$$1\ \text{t metal} \cdot \frac{10^6\ \text{g metal}}{1\ \text{t metal}} \cdot \frac{1\ \text{mol metal}}{M\ \text{g metal}} \cdot \frac{n\ \text{mol e}^-}{1\ \text{mol metal}} \cdot \frac{1\ F}{1\ \text{mol e}^-} = \frac{F \cdot n}{M}\ \text{C}$$

Se necesita mayor cantidad de electricidad para aquel metal que tenga menor masa molar, M, y mayor estado de oxidación, n.

De los elementos propuestos, el que mejor cumple esa condición es el Al, un metal con pequeña masa molar (tercer periodo) y estado de oxidación elevado (+3).

La respuesta correcta es la **e**.

8.12. El cesio metálico puede obtenerse:
a) Por electrólisis de una disolución acuosa de cloruro de cesio.
b) Por electrólisis de una disolución acuosa de hidróxido de cesio.
c) Por electrólisis de cloruro de cesio fundido.
d) Por reducción de carbonato de cesio con ácido sulfúrico.
e) Por reducción de una disolución acuosa de cloruro de cesio mediante litio metálico.

(O.Q.N. Barcelona 2001)

El cloruro de cesio fundido, CsCl(l), se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:

$$CsCl(l) \rightarrow Cl^-(l) + Cs^+(l)$$

Si se realiza una electrólisis, en el cátodo se obtiene Cs (l) según la siguiente semirreacción de reducción:

$$Cs^+(l) + e^- \rightarrow Cs(l)$$

La respuesta correcta es la **c**.

8.13. Se conectan en serie tres celdas electrolíticas con disoluciones acuosas de CH_3COOH, H_2SO_4 y H_3PO_4, respectivamente.
a) Se recogerá igual volumen de hidrógeno en las tres celdas.
b) Se recogerá mayor volumen de hidrógeno en la celda de H_3PO_4.
c) Se recogerá mayor volumen de hidrógeno en la celda de H_2SO_4.
d) Se recogerá mayor volumen de hidrógeno en la celda de CH_3COOH.
e) Se recogerá aproximadamente el mismo volumen de hidrógeno en las celdas de CH_3COOH y H_3PO_4.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

Los ácidos acético, sulfúrico y fosfórico en disolución acuosa se encuentran ionizados de acuerdo con las siguientes ecuaciones:

$$CH_3COOH(aq) \leftrightarrows CH_3COO^-(aq) + H^+(aq)$$

$$H_2SO_4(aq) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + 2\ H^+(aq)$$

$$H_3PO_4(aq) \leftrightarrows PO_4^{3-}(aq) + 3\ H^+(aq)$$

además, la presencia de ácido favorece la ionización del agua:

$$H_2O(l) \leftrightarrows H^+(aq) + OH^-(aq)$$

En las tres celdas tienen lugar las mismas semirreacciones independientemente de la cantidad de hidrógeno que lleve cada ácido:

cátodo (reducción): $2\ H^+(aq) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g)$

ánodo (oxidación): $4\ OH^-(aq) \rightarrow O_2(g) + 2\ H_2O(l) + 4\ e^-$

- El H^+ se reduce más fácilmente que el resto de los iones ya que tiene menor potencial de electrodo.
- El OH^- es la única especie, de todas las presentes, que se puede oxidar.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Burgos 1998).

8.14. Conociendo los potenciales estándar de electrodo de las siguientes reacciones:

$$2\ H_2O(l) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g) + 2\ OH^-(aq) \quad E° = -0{,}8\ V$$

$$Na^+(aq) + e^- \rightarrow Na(s) \quad E° = -2{,}7\ V$$

$$Cl_2(g) + 2\ e^- \rightarrow 2\ Cl^-(aq) \quad E° = +1{,}4\ V$$

¿Qué puede observarse cuando se introducen dos electrodos inertes en una disolución de cloruro de sodio en agua y se conectan a los terminales de una batería de 2,0 V?
a) Aparece sodio sólido en el ánodo y cloro gas en el cátodo.
b) Aparece gas cloro en el ánodo y sodio sólido en el cátodo.
c) Aparece hidrógeno gas en el cátodo y sodio sólido en el ánodo.
d) Aparece hidrógeno gas en el ánodo y cloro gas en el cátodo.
e) Aparece cloro gas en el ánodo e hidrógeno gas en el cátodo.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

El NaCl en disolución acuosa se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:

$$NaCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + Na^+(aq)$$

También se tiene la ionización del agua:

$$H_2O(l) \leftrightarrows H^+(aq) + OH^-(aq)$$

Conocidos los potenciales estándar de electrodo, las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:

ánodo (oxidación): $2\ Cl^-(aq) \rightarrow Cl_2(g) + 2\ e^-$

cátodo (reducción): $2\ H_2O(l) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g) + 2\ OH^-(aq)$

ya que, de los dos iones, H^+ y Na^+, es el primero el que posee un potencial de electrodo mayor y, por ese motivo, se reduce más fácilmente.

La respuesta correcta es la **e**.

8.15. Las especies formadas en la electrólisis de una disolución acuosa de cloruro de sodio en un proceso industrial cloro-sosa, son:
a) $Cl^-(aq)$, $H_2(g)$, $OH^-(aq)$
b) $Cl_2(g)$, $H_2O(l)$
c) $OH^-(aq)$, $H^+(aq)$, $Cl_2(g)$
d) $H_2(g)$, $Cl_2(g)$, $NaOH(aq)$

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

El NaCl en disolución acuosa se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:

$NaCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + Na^+(aq)$

También se tiene la ionización del agua:

$H_2O(l) \leftrightarrows H^+(aq) + OH^-(aq)$

Consultando en la bibliografía los potenciales estándar de electrodo, las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:

cátodo (reducción): $2\ H_2O(l) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g) + 2\ OH^-(aq)$ $E° = -0{,}83$ V [1]

cátodo (reducción): $Na^+(aq) + e^- \rightarrow Na(s)$ $E° = -2{,}71$ V [2]

de ambas, se puede descartar la semirreacción [2] ya que el H^+ es más fácil de reducir por tener un potencial de electrodo mayor.

ánodo (oxidación): $2\ Cl^-(aq) \rightarrow Cl_2(g) + 2\ e^-$ $E° = +1{,}36$ V [3]

ánodo (oxidación): $2\ H_2O(l) \rightarrow O_2(g) + 4\ H^+\ (aq) + 4\ e^-$ $E° = +1{,}23$ V [4]

El potencial de la reacción entre [1] y [3] es:

$2\ Cl^-(aq) + 2\ H_2O(l) \rightarrow Cl_2(g) + H_2(g) + 2\ OH^-(aq)$

$E^o = E^o_{cátodo} - E^o_{ánodo} = (-0{,}83\ V) - (1{,}36\ V) = -2{,}19\ V$

El potencial de la reacción entre [1] y [4] es:

$2\ H_2O(l) \rightarrow 2\ H_2(g) + O_2(g)$

$E^o = E^o_{cátodo} - E^o_{ánodo} = (-0{,}83\ V) - (1{,}23\ V) = -2{,}06\ V$

Como ambos valores son similares, es de esperar que en el ánodo se obtenga una mezcla de Cl_2 y O_2. En la práctica, predomina Cl_2 debido a la alta sobretensión del O_2 comparada con la del Cl_2.

Por tanto, se puede considerar que la reacción global es:

$2\ H_2O(l) + 2\ NaCl(aq) \rightarrow H_2(g) + Cl_2(g) + 2\ NaOH(aq)$

El $NaOH(aq)$ se forma con los iones $Na^+(aq)$ y $OH^-(aq)$ presentes en la disolución final y el pH > 7.

La respuesta correcta es la **d**.

8.16. ¿Qué masa de cobre se deposita en media hora con una corriente de 2,00 A que pasa por una disolución acuosa que contiene el ion Cu^{2+}?
a) 11,87 g
b) 1,18 g
c) 24,7 g
d) 0,45 g

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

La semirreacción correspondiente a la reducción de Cu^{2+} en el cátodo es:

$$Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cu(s)$$

Relacionando cantidad de corriente con Cu se obtiene la masa de este que se deposita:

$$30{,}0\text{ min} \cdot 2{,}00\text{ A} \cdot \frac{60\text{ s}}{1\text{ min}} \cdot \frac{1\text{ C}}{1\text{ A s}} \cdot \frac{1\text{ mol e}^-}{96.485\text{ C}} \cdot \frac{1\text{ mol Cu}}{2\text{ mol e}^-} \cdot \frac{63{,}5\text{ g Cu}}{1\text{ mol Cu}} = 1{,}18\text{ g Cu}$$

La respuesta correcta es la **b**.

8.17. Se quiere platear una cuchara de 20 cm^2 de área, hasta un espesor de 10^{-4} m, con una disolución de $Ag(CN)_2^-$, pasando una corriente de 0,020 A. ¿Cuánto tiempo se tardaría?
a) 1,232 min
b) 2,5 días
c) 26,1 h
d) 9.391,5 s
e) 52,1 h
(Dato. Densidad (Ag) = 10,5 g cm^{-3}).

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

La semirreacción de reducción que tiene lugar en el cátodo es:

$$Ag(CN)_2^-(aq) + e^- \rightarrow Ag(s) + 2\,CN^-(aq)$$

Los moles de plata necesarios para platear la cucharilla son:

$$20\text{ cm}^2 \cdot 10^{-4}\text{ m} \cdot \frac{10^2\text{ cm}}{1\text{ m}} \cdot \frac{10{,}5\text{ g Ag}}{1\text{ cm}^3} \cdot \frac{1\text{ mol Ag}}{107{,}9\text{ g Ag}} = 0{,}0195\text{ mol Ag}$$

Relacionando moles de Ag y de electrones:

$$0{,}0195\text{ mol Ag} \cdot \frac{1\text{ mol e}^-}{1\text{ mol Ag}} \cdot \frac{96.485\text{ C}}{1\text{ mol e}^-} = 1{,}90 \cdot 10^3\text{ C}$$

El tiempo necesario para que pase esa cantidad de corriente por la cuba electrolítica es:

$$t = \frac{1{,}90 \cdot 10^3\text{ C}}{0{,}020\text{ A}} \cdot \frac{1\text{ h}}{3.600\text{ s}} = 26{,}1\text{ h}$$

La respuesta correcta es la **c**.

8.18. Dos celdas que contienen disoluciones de $AgNO_3$ y $CuSO_4$, respectivamente, se conectan en serie y se electrolizan. El cátodo de la celda de $AgNO_3$ aumentó su peso 1,078 g, ¿cuánto aumentó el cátodo de la otra celda?
a) 0,127 g
b) 0,6354 g
c) 3,177 g
d) 0,318 g
e) Ninguno de estos valores.

(O.Q.N. Luarca 2005)

El nitrato de plata y el sulfato de cobre(II), en disolución acuosa ambos, se encuentran disociados de acuerdo con las siguientes ecuaciones, respectivamente:

$$AgNO_3(aq) \rightarrow Ag^+(aq) + NO_3^-(aq)$$

$$CuSO_4(aq) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

Las ecuaciones químicas correspondientes a las reducciones en los respectivos cátodos son:

$$Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$$

$$Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cu(s)$$

Relacionando moles plata y de electrones:

$$1{,}078\ \text{g Ag} \cdot \frac{1\ \text{mol Ag}}{107{,}8\ \text{g Ag}} \cdot \frac{1\ \text{mol e}^-}{1\ \text{mol Ag}} = 0{,}01000\ \text{mol e}^-$$

Como las cubas están conectadas en serie, el número de moles de electrones que atraviesa ambas es el mismo. Relacionando estos moles con los de Cu depositado:

$$0{,}01000\ \text{mol e}^- \cdot \frac{1\ \text{mol Cu}}{2\ \text{mol e}^-} \cdot \frac{63{,}5\ \text{g Cu}}{1\ \text{mol Cu}} = 0{,}318\ \text{g Cu}$$

La respuesta correcta es la **d**.

8.19. Una disolución blanqueadora puede prepararse haciendo burbujear cloro gas a través de una disolución de hidróxido de sodio:

$$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\ \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{ClO}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$

El cloro necesario puede obtenerse por electrólisis de cloruro de sodio fundido. ¿Qué volumen de disolución de hipoclorito 0,30 M podría prepararse a partir del cloro obtenido por electrólisis si se utiliza una corriente de 3,00 A durante 25,0 minutos?

a) 78 mL
b) 63 mL
c) 40 mL
d) 31 mL
e) 26 mL

(O.Q.N. Luarca 2005)

El cloruro de sodio fundido se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:

$$\text{NaCl(l)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{l}) + \text{Cl}^-(\text{l})$$

La semirreacción de oxidación que tiene lugar en el ánodo es:

$$2\ \text{Cl}^-(\text{l}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2\ \text{e}^-$$

Relacionando electrones con Cl_2 se obtiene la cantidad de este que se desprende:

$$3{,}00\ \text{A} \cdot 25{,}0\ \text{min} \cdot \frac{60\ \text{s}}{1\ \text{min}} \cdot \frac{1\ \text{C}}{1\ \text{A s}} \cdot \frac{1\ \text{mol e}^-}{96.485\ \text{C}} \cdot \frac{1\ \text{mol Cl}_2}{2\ \text{mol e}^-} = 0{,}0233\ \text{mol Cl}_2$$

Relacionando moles de Cl_2 y ClO^-:

$$0{,}0233\ \text{mol Cl}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol ClO}^-}{1\ \text{mol Cl}_2} = 0{,}0233\ \text{mol ClO}^-$$

El volumen de disolución 0,30 M que se puede preparar es:

$$0{,}0233\ \text{mol ClO}^- \cdot \frac{1\ \text{L ClO}^-\ 0{,}30\ \text{M}}{0{,}30\ \text{mol ClO}^-} \cdot \frac{10^3\ \text{mL ClO}^-\ 0{,}30\ \text{M}}{1\ \text{L ClO}^-\ 0{,}30\ \text{M}} = 78\ \text{mL ClO}^-\ 0{,}30\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

8.20. De los siguientes conceptos sobre cubas electrolíticas uno es falso:
a) El cátodo es el lugar donde se produce la reducción.
b) En el ánodo tiene lugar una oxidación.
c) El polo negativo es el ánodo.
d) Los electrones se desplazan del ánodo al cátodo.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

a) Verdadero. El cátodo es el lugar físico en el que las especies captan electrones y se produce su reducción.

b) Verdadero. El ánodo es el lugar físico en el que las especies ceden electrones y se produce su oxidación.

c) **Falso**. En una cuba electrolítica el ánodo es el polo positivo.

d) Verdadero. En una cuba electrolítica los electrones se dirigen del ánodo (polo positivo) al cátodo (polo negativo) obligados por una batería, ya que el potencial de la cuba es negativo y la reacción es no espontánea.

La respuesta correcta es la **c**.

8.21. Tres cubas electrolíticas conectadas en serie contienen disoluciones acuosas de nitrato plata, nitrato de cobre(II) y nitrato de níquel(III). Al pasar la misma corriente por las tres, en los respectivos cátodos:
a) Se depositará la misma cantidad de sustancia en las tres.
b) En las cubas de nitrato de cobre(II) y nitrato de níquel(III) se depositará doble número de equivalentes-gramo del metal que en la de nitrato de plata.
c) En la cuba de nitrato de plata se depositará mayor cantidad de sustancia.
d) En las cubas de nitrato de cobre(II) y nitrato de níquel(III) se depositará la misma cantidad de sustancia.

(O.Q.L. País Vasco 2005) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

Las ecuaciones químicas correspondientes a las semirreacciones de reducción que tienen lugar en los cátodos de cada una de las cubas electrolíticas y los equivalentes-gramo (M/número de electrones intercambiados) de los metales que en ellas se depositan son:

$Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$ Eq-g Ag = 107,9/1 = 107,9 g

$Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cu(s)$ Eq-g Cu = 63,5/2= 31,75 g

$Ni^{3+}(aq) + 3\,e^- \rightarrow Ni(s)$ Eq-g Ni = 58,7/3 = 19,6 g

De acuerdo con las leyes de Faraday (1834):

> "la cantidad de sustancia depositada en una electrólisis es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que circula por la cuba".

a) Falso. Las masas depositadas en los cátodos de las tres cubas son diferentes.

b) Falso. El número de equivalentes-gramo depositados en las tres cubas es el mismo.

c) **Verdadero**. La masa depositada en la cuba que contiene nitrato de plata es la mayor, ya que el equivalente-gramo de la plata es el más elevado de los tres.

d) Falso. La masa depositada en la cuba que contiene nitrato de cobre(II) es mayor que en la que contiene nitrato de níquel(III), ya que el equivalente-gramo del cobre es mayor que el del níquel.

La respuesta correcta es la **c**.

8.22. Calcule la intensidad de corriente necesaria para producir 30,0 mL de gas oxígeno, medidos en condiciones normales, mediante electrólisis del agua en 10,0 minutos.
a) 2,58 A
b) 0,86 A
c) 3,44 A
d) 1,72 A
e) 0,16 A

(O.Q.N. Vigo 2006)

El agua acidulada se encuentra ionizada de acuerdo con la ecuación:

$$H_2O(l) \leftrightarrows H^+(aq) + OH^-(aq)$$

Las semirreacciones que se producen en los electrodos son:

cátodo (reducción): $2\,H^+ + 2\,e^- \rightarrow H_2$

ánodo (oxidación): $4\ OH^- \rightarrow O_2 + 2\ H_2O + 4\ e^-$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de O_2 desprendidos en el ánodo es:

$$n = \frac{1\ \text{atm} \cdot 30{,}0\ \text{mL}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{L O}_2}{10^3\ \text{mL O}_2} = 1{,}34 \cdot 10^{-3}\ \text{mol O}_2$$

Relacionando moles de O_2 y de electrones:

$$1{,}34 \cdot 10^{-3}\ \text{mol O}_2 \cdot \frac{4\ \text{mol e}^-}{1\ \text{mol O}_2} \cdot \frac{96.485\ \text{C}}{1\ \text{mol e}^-} = 517\ \text{C}$$

La intensidad de corriente necesaria para el experimento es:

$$I = \frac{517\ \text{C}}{10{,}0\ \text{min}} \cdot \frac{1\ \text{min}}{60\ \text{s}} = 0{,}862\ \text{A}$$

La respuesta correcta es la **b**.

8.23. Se puede obtener NaOH por electrólisis de:
a) NaCl sólido fundido.
b) Na_2CO_3 sólido fundido.
c) Una disolución acuosa de Na_2CO_3.
d) Una disolución acuosa de NaCl.

(O.Q.L. Madrid 2006)

El NaCl en disolución acuosa se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:

$NaCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + Na^+(aq)$

También se tiene la ionización del agua:

$H_2O(l) \leftrightarrows H^+(aq) + OH^-(aq)$

Consultando en la bibliografía los potenciales estándar de electrodo, las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:

cátodo (reducción): $2\ H_2O(l) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g) + 2\ OH^-(aq)$ $E° = -0{,}83\ V$ [1]

cátodo (reducción): $Na^+(aq) + e^- \rightarrow Na(s)$ $E° = -2{,}71\ V$ [2]

de ambas, se puede descartar la semirreacción [2] ya que H^+ es más fácil de reducir por tener un potencial de electrodo mayor.

ánodo (oxidación): $2\ Cl^-(aq) \rightarrow Cl_2(g) + 2\ e^-$ $E° = +1{,}36\ V$ [3]

ánodo (oxidación): $2\ H_2O(l) \rightarrow O_2(g) + 4\ H^+(aq) + 4\ e^-$ $E° = +1{,}23\ V$ [4]

El potencial de la reacción entre [1] y [3] es:

$2\ Cl^-(aq) + 2\ H_2O(l) \rightarrow Cl_2(g) + H_2(g) + 2\ OH^-(aq)$

$E° = E°_{\text{cátodo}} - E°_{\text{ánodo}} = (-0{,}83\ V) - (1{,}36\ V) = -2{,}19\ V$

El potencial de la reacción entre [1] y [4] es:

$2\ H_2O(l) \rightarrow 2\ H_2(g) + O_2(g)$

$E° = E°_{\text{cátodo}} - E°_{\text{ánodo}} = (-0{,}83\ V) - (1{,}23\ V) = -2{,}06\ V$

Como ambos valores son similares, es de esperar que en el ánodo se obtenga una mezcla de Cl_2 y O_2. En la práctica, predomina Cl_2 debido a la alta sobretensión del O_2 comparada con la del Cl_2.

Por tanto, se puede considerar que la reacción global es:

$2\ H_2O(l) + 2\ NaCl(aq) \rightarrow H_2(g) + Cl_2(g) + 2\ NaOH(aq)$

El NaOH(aq) se forma con los iones Na^+(aq) y OH^-(aq) presentes en la disolución resultante.

La respuesta correcta es la **d**.

8.24. Los principales productos en la electrólisis de una disolución acuosa de $CuCl_2$ con electrodos de platino son:
a) H_2(g) en el cátodo y O_2(g) en el ánodo.
b) HCl(g) en el ánodo.
c) Cu(s) en el cátodo y Cl_2(g) en el ánodo.
d) Cu(s) en el cátodo y O_2(g) en el ánodo.
(Datos. $E°$ (Cu^{2+}|Cu) = +0,339 V; $E°$ (Cl_2|Cl^-) = +1,360 V; E° (O_2|H_2O) = +1,230 V).

(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.L. País Vasco 2011)

El cloruro de cobre(II) en disolución acuosa se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:

$$CuCl_2(aq) \rightarrow 2\ Cl^-(aq) + Cu^{2+}(aq)$$

También se tiene la ionización del agua:

$$H_2O(l) \leftrightarrows H^+(aq) + OH^-(aq)$$

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:

cátodo (reducción): $2\ H_2O(l) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g) + 2\ OH^-(aq)$ $E° = -0{,}830$ V [1]

cátodo (reducción): $Cu^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu(s)$ $E° = +0{,}339$ V [2]

de ambas, se puede descartar la semirreacción [1] ya que Cu^{2+} es más fácil de reducir por tener un potencial de electrodo mayor, por tanto, en el cátodo se deposita Cu(s).

ánodo (oxidación): $2\ Cl^-(aq) \rightarrow Cl_2(g) + 2\ e^-$ $E° = +1{,}360$ V [3]

ánodo (oxidación): $2\ H_2O(l) \rightarrow O_2(g) + 4\ H^+(aq) + 4\ e^-$ $E° = +1{,}230$ V [4]

El potencial de la reacción entre [2] y [3] es:

$$2\ Cl^-(aq) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Cl_2(g) + Cu(s)$$

$$E° = E^o_{cátodo} - E^o_{ánodo} = 0{,}339\ V - 1{,}360\ V = -1{,}021\ V$$

El potencial de la reacción entre [2] y [4] es:

$$2\ H_2O(l) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow O_2(g) + 4\ H^+(aq) + Cu(s)$$

$$E° = E^o_{cátodo} - E^o_{ánodo} = (0{,}339\ V) - (1{,}230\ V) = -0{,}891\ V$$

Como el primer potencial es menor, en el ánodo se libera Cl_2(g).

La respuesta correcta es la **c**.

8.25. Se realiza la electrólisis de una disolución con electrodos de vanadio. El ánodo de vanadio disminuye su masa en 173 mg cuando pasa una cantidad de carga de 975 C. ¿Cuál es el número de oxidación del vanadio en la disolución?
a) +1
b) +2
c) +3
d) +4

(O.Q.L. Madrid 2006)

El ánodo es el electrodo en el que tiene lugar la reacción de oxidación y, teniendo en cuenta que la única especie que puede oxidarse es el V(s), la ecuación química correspondiente a dicho proceso es:

$$V(s) \rightarrow V^{x+}(aq) + x\ e^-$$

Relacionando las cantidades de corriente y del metal X se obtiene el número de oxidación de este:

$$975\ \text{C} \cdot \frac{1\ \text{mol e}^-}{96.485\ \text{C}} \cdot \frac{1\ \text{mol V}}{x\ \text{mol e}^-} \cdot \frac{50{,}9\ \text{g V}}{1\ \text{mol V}} \cdot \frac{10^3\ \text{mg V}}{1\ \text{g V}} = 173\ \text{mg V} \quad \rightarrow \quad x = +3$$

La respuesta correcta es la **c**.

8.26. Si se hace pasar a través de una disolución de $NiCl_2$ la misma cantidad de electricidad que provoca el depósito de 10,0 g de Cu de una disolución de sulfato de cobre(II), la masa de níquel depositada será:
a) 11,24 g
b) 4,62 g
c) 3,08 g
d) 9,24 g
e) 1,32 g

(O.Q.N. Córdoba 2007)

El cloruro de níquel(II) y el sulfato de cobre(II), ambos en disolución acuosa, se encuentran ionizados de acuerdo con las ecuaciones:

$$NiCl_2(aq) \rightarrow 2\ Cl^-(aq) + Ni^{2+}(aq)$$

$$CuSO_4(aq) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + Cu^{2+}(aq)$$

Las ecuaciones químicas correspondientes a las reducciones en los respectivos cátodos son:

$$Ni^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Ni(s)$$

$$Cu^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu(s)$$

Relacionando moles de cobre y de electrones:

$$10{,}0\ \text{g Cu} \cdot \frac{1\ \text{mol Cu}}{63{,}5\ \text{g Cu}} \cdot \frac{2\ \text{mol e}^-}{1\ \text{mol Cu}} = 0{,}315\ \text{mol e}^-$$

Como las cubas están conectadas en serie, el número de moles de electrones que atraviesa ambas es el mismo. Relacionando electrones con Ni se obtiene la masa de este que se deposita:

$$0{,}315\ \text{mol e}^- \cdot \frac{1\ \text{mol Ni}}{2\ \text{mol e}^-} \cdot \frac{58{,}7\ \text{g Ni}}{1\ \text{mol Ni}} = 9{,}25\ \text{g Ni}$$

La respuesta correcta es la **d**.

8.27. Se disuelve una muestra de metal (masa atómica = 157,2) en ácido clorhídrico y se somete a electrólisis la solución. Se encuentra que cuando han pasado por la celda 3.215 C, se depositan 1,74 g de metal en el cátodo. En base a esto la carga del ion metálico es:
a) +5
b) +2
c) +3
d) +4
e) –4

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.L. Galicia 2014) (O.Q.L. País Vasco 2014)

La ecuación química correspondiente a la disolución del metal X en HCl es:

$$2\ X(s) + 2n\ HCl(aq) \rightarrow 2\ XCl_n(aq) + n\ H_2(g)$$

Como la sal formada se encuentra ionizada por estar en disolución acuosa:

$$XCl_n(aq) \rightarrow X^{n+}(aq) + n\ Cl^-(aq)$$

La semirreacción correspondiente a la reducción del metal es:

$$\text{cátodo (reducción): } X^{n+}(aq) + n\ e^- \rightarrow X(s)$$

Relacionando las cantidades de corriente y del metal X se obtiene el número de oxidación de este:

$$3.215\ \text{C} \cdot \frac{1\ \text{mol e}^-}{96.485\ \text{C}} \cdot \frac{1\ \text{mol X}}{n\ \text{mol e}^-} \cdot \frac{157{,}2\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 1{,}74\ \text{g X} \quad \rightarrow \quad n = +3$$

La respuesta correcta es la **c**.

(En la cuestión propuesta en País Vasco 2014 se dan otros resultados).

8.28. La descarga de un catión en el cátodo, durante un proceso electrolítico:
a) Es una reducción
b) Es una oxidación
c) Es una ionización
d) No es un proceso de oxidación-reducción.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

En cualquier tipo de celda, tanto electroquímica como electrolítica, el cátodo es el electrodo en el que tiene lugar la semirreacción de reducción.

La respuesta correcta es la **a**.

8.29. En la electrólisis de una disolución acuosa de NaCl con electrodos de platino:
a) Se desprende hidrógeno en el ánodo y cloro en el cátodo.
b) Se desprende oxígeno en el ánodo y cloro en el cátodo.
c) Se obtiene hidrógeno en el cátodo, cloro en el ánodo y NaOH en la cuba electrolítica.
d) Se obtiene hidrógeno en el cátodo, cloro y oxígeno en el ánodo.
e) Se obtiene hidrógeno en el ánodo, cloro en el cátodo y NaOH en la cuba electrolítica.

(O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Galicia 2015) (O.Q.L. Galicia 2017) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2019)

El NaCl en disolución acuosa se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:

$$\text{NaCl(aq)} \rightarrow \text{Cl}^-\text{(aq)} + \text{Na}^+\text{(aq)}$$

También se tiene la ionización del agua:

$$\text{H}_2\text{O(l)} \leftrightarrows \text{H}^+\text{(aq)} + \text{OH}^-\text{(aq)}$$

Consultando en la bibliografía los potenciales estándar de electrodo, las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:

cátodo (reducción): $2\ \text{H}_2\text{O(l)} + 2\ \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{(g)} + 2\ \text{OH}^-\text{(aq)}$ $\quad E° = -0{,}83\ \text{V}$ [1]

cátodo (reducción): $\text{Na}^+\text{(aq)} + \text{e}^- \rightarrow \text{Na(s)}$ $\quad E° = -2{,}71\ \text{V}$ [2]

de ambas, se puede descartar la semirreacción [2] ya que el H^+ es más fácil de reducir por tener un potencial de electrodo mayor.

ánodo (oxidación): $2\ \text{Cl}^-\text{(aq)} \rightarrow \text{Cl}_2\text{(g)} + 2\ \text{e}^-$ $\quad E° = +1{,}36\ \text{V}$ [3]

ánodo (oxidación): $2\ \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{O}_2\text{(g)} + 4\ \text{H}^+\ \text{(aq)} + 4\ \text{e}^-$ $\quad E° = +1{,}23\ \text{V}$ [4]

El potencial de la reacción entre [1] y [3] es:

$$2\ \text{Cl}^-\text{(aq)} + 2\ \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{Cl}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)} + 2\ \text{OH}^-\text{(aq)}$$

$$E^\text{o} = E^\text{o}_\text{cátodo} - E^\text{o}_\text{ánodo} = (-0{,}83\ \text{V}) - (1{,}36\ \text{V}) = -2{,}19\ \text{V}$$

El potencial de la reacción entre [1] y [4] es:

$$2\ \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow 2\ \text{H}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)}$$

$$E^\text{o} = E^\text{o}_\text{cátodo} - E^\text{o}_\text{ánodo} = (-0{,}83\ \text{V}) - (1{,}23\ \text{V}) = -2{,}06\ \text{V}$$

Como ambos valores son similares es de esperar que en el ánodo se obtenga una mezcla de Cl_2 y O_2. En la práctica, predomina Cl_2 debido a la alta sobretensión del O_2 comparada con la del Cl_2.

Por tanto, se puede considerar que la reacción global es:

$$2\ H_2O(l) + 2\ NaCl(aq) \rightarrow H_2(g) + Cl_2(g) + 2\ NaOH(aq)$$

El NaOH(aq) se forma con los iones $Na^+(aq)$ y $OH^-(aq)$ presentes en la disolución final por lo que esta tiene pH > 7.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2003 y otras).

8.30. En una celda electrolítica que contiene 100 mL de $Fe_2(SO_4)_3$ 0,100 M se realiza la reducción al estado elemental de todo el hierro sobre una pieza de cobre. Cuando se hace circular una intensidad de corriente constante de 0,500 A, el proceso necesita para completarse 11.580 s. Si se utilizan 100 mL de $FeSO_4$ 0,100 M, ¿cuánto tiempo será necesario para completar el proceso de reducción del hierro?
a) 5.790 s
b) 3.860 s
c) 1.930 s
d) 1.390 s
e) El mismo tiempo, 11.580 s

(O.Q.L. País Vasco 2007)

El sulfato de hierro(II) en disolución acuosa se encuentra ionizado según la ecuación:

$$FeSO_4(aq) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + Fe^{2+}(aq)$$

La semirreacción de reducción que tiene lugar en el cátodo es:

$$Fe^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Fe(s)$$

La cantidad de Fe^{2+} que contiene la disolución a electrolizar es:

$$100\ \text{mL}\ FeSO_4\ 0{,}100\ \text{M} \cdot \frac{1\ \text{L}\ FeSO_4\ 0{,}100\ \text{M}}{10^3\ \text{mL}\ FeSO_4\ 0{,}100\ \text{M}} \cdot \frac{0{,}100\ \text{mol}\ FeSO_4}{1\ \text{L}\ FeSO_4\ 0{,}100\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Fe^{2+}}{1\ \text{mol}\ FeSO_4} = 0{,}0100\ \text{mol}\ Fe^{2+}$$

Relacionando moles de Fe^{2+} y de electrones:

$$0{,}0100\ \text{mol}\ Fe^{2+} \cdot \frac{2\ \text{mol}\ e^-}{1\ \text{mol}\ Fe^{2+}} \cdot \frac{96.485\ \text{C}}{1\ \text{mol}\ e^-} = 1{,}93 \cdot 10^3\ \text{C}$$

El tiempo necesario para que pase esa cantidad de corriente por la celda electrolítica es:

$$t = \frac{1{,}93 \cdot 10^3\ \text{C}}{0{,}500\ \text{A}} = 3{,}86 \cdot 10^3\ \text{s}$$

La respuesta correcta es la **b**.

8.31. Un procedimiento para obtener flúor en el laboratorio es:
a) Reducir con litio una disolución acuosa de fluoruro de calcio.
b) Oxidar con permanganato de potasio una disolución acuosa de fluoruro de calcio.
c) Electrólisis de disoluciones acuosas de fluoruros solubles.
d) Electrólisis de fluoruros sólidos fundidos.
e) Ninguno de los procedimientos anteriores.

(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Galicia 2017)

a) Falso. El flúor es el elemento más oxidante de la tabla periódica, por lo que si una disolución acuosa de fluoruro de calcio es tratada con litio, el reductor más fuerte que existe, será imposible que los iones fluoruro sean oxidados a flúor y serán los iones H^+ del agua, más fácilmente reducibles, los que sean reducidos a H_2.

b) Falso. Como el flúor es el elemento más oxidante de la tabla periódica, es imposible que los iones permanganato, oxidante más débil, sean capaces de oxidar los iones fluoruro a flúor.

c) Falso. La electrólisis de una disolución acuosa de fluoruro de calcio no produce el desprendimiento de flúor en el ánodo de la cuba electrolítica ya que los iones OH^- del agua son más fáciles de oxidar a O_2.

d) **Verdadero**. En la electrólisis del fluoruro de calcio fundido se produce el desprendimiento de flúor en el ánodo de la cuba electrolítica de acuerdo con la semirreacción de oxidación:

$$2\ F^-(l) \rightarrow F_2(g) + 2\ e^-$$

e) Falso. La propuesta es absurda.

La respuesta correcta es la **d**.

8.32. Se electroliza una disolución acuosa de H_2SO_4 utilizando electrodos de Pt.
a) Se desprende SO_3 en el ánodo.
b) Se desprende SO_2 en el ánodo.
c) Se desprende hidrógeno en el cátodo.
d) No se observa el desprendimiento de gases.
e) Se desprenden hidrógeno en el ánodo y oxígeno en el cátodo.

(O.Q.N. Ávila 2009)

El ácido sulfúrico en disolución acuosa se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:

$$H_2SO_4(aq) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + 2\ H^+(aq)$$

además, la presencia del ácido sulfúrico favorece la ionización del agua:

$$H_2O(l) \leftrightarrows H^+(aq) + OH^-(aq)$$

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:

cátodo (reducción): $2\ H^+(aq) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g)$

ánodo (oxidación): $4\ OH^-(aq) \rightarrow O_2(g) + 2\ H_2O(l) + 4\ e^-$

El ion H^+ se reduce más fácilmente que el ion sulfato, ya que tiene un potencial estándar de electrodo menor.

La respuesta correcta es la **c**.

8.33. El magnesio metálico se puede obtener por:
a) Electrólisis de una disolución acuosa de cloruro de magnesio.
b) Hidrólisis de una disolución acuosa de carbonato de magnesio.
c) Electrólisis de cloruro de magnesio fundido.
d) Descomposición térmica de carbonato de magnesio.
e) Por reducción de una disolución acuosa de cloruro de magnesio con sodio.

(O.Q.N. Ávila 2009)

El cloruro de magnesio fundido, $MgCl_2(l)$, se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:

$$MgCl_2(l) \rightarrow 2\ Cl^-(l) + Mg^{2+}(l)$$

Si se realiza una electrólisis, las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:

cátodo (reducción): $Mg^{2+}(l) + 2\ e^- \rightarrow Mg(s)$

ánodo (oxidación): $2\ Cl^-(l) \rightarrow Cl_2(g) + 2\ e^-$

La respuesta correcta es la **c**.

8.34. Se conectan en serie dos celdas electrolíticas con disoluciones de $Cu(NO_3)_2$ y $AgNO_3$, respectivamente, por las que se hace pasar una corriente eléctrica durante un cierto tiempo. Si el cátodo de plata aumenta en 1,50 g, ¿cuánto habrá ganado el cátodo de Cu de la otra celda?
a) 0,441 g
b) 0,882 g
c) 1,50 g
d) 3,0 g

(O.Q.L. Madrid 2010)

El nitrato de plata y el nitrato de cobre(II), ambos en disolución acuosa, se encuentran ionizados de acuerdo con las siguientes ecuaciones:

$$AgNO_3(aq) \rightarrow Ag^+(aq) + NO_3^-(aq)$$

$$Cu(NO_3)_2(aq) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + 2\ NO_3^-(aq)$$

Las ecuaciones químicas correspondientes a las reducciones en los respectivos cátodos son:

$$Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$$

$$Cu^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu(s)$$

Relacionando moles de Ag y de electrones:

$$1{,}50\ g\ Ag \cdot \frac{1\ mol\ Ag}{107{,}9\ g\ Ag} \cdot \frac{1\ mol\ e^-}{1\ mol\ Ag} = 1{,}39 \cdot 10^{-2}\ mol\ e^-$$

Como las cubas están conectadas en serie, el número de moles de electrones que atraviesa ambas es el mismo. Relacionando estos moles con los de Cu se obtiene la masa de este que se deposita:

$$1{,}39 \cdot 10^{-2}\ mol\ e^- \cdot \frac{1\ mol\ Cu}{2\ mol\ e^-} \cdot \frac{63{,}5\ g\ Cu}{1\ mol\ Cu} = 0{,}441\ g\ Cu$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Luarca 2005).

8.35. Durante la electrólisis de una disolución acuosa de $AgNO_3$, ¿qué sucedería con la masa de plata depositada si la corriente se duplicara y el tiempo de electrólisis se disminuyera en la mitad de su valor inicial?
a) Sería la misma.
b) Aumentaría al doble de su valor inicial.
d) Disminuiría a un cuarto de su valor inicial.
d) Disminuiría a la mitad de su valor inicial.

(O.Q.L. La Rioja 2010)

De acuerdo con la ley de Faraday (1834), la masa de plata depositada en el cátodo de la cuba es proporcional a la cantidad de corriente que pasa por esta y, la cantidad de corriente se calcula multiplicando la intensidad de la corriente por el tiempo que circula esta:

$$Q = I\ t$$

Si I se hace el doble y t se reduce a la mitad, el producto $I \cdot t$ permanece constante, por tanto, la cantidad de plata que se deposita es la misma.

La respuesta correcta es la **a**.

8.36. En la electrólisis de una disolución de sulfato de cobre(II), ¿cuál de las siguientes afirmaciones no es cierta?
a) El cobre se deposita en el cátodo.
b) A medida que progresa la electrólisis la disolución se hace menos azulada.
c) El amperímetro está colocado en serie.
d) El voltímetro está colocado en paralelo.
e) El puente salino está colocado para permitir el paso de los iones.

(O.Q.L. País Vasco 2010)

El sulfato de cobre(II), $CuSO_4$, en disolución acuosa tiene color azul y se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:

$$CuSO_4(aq) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + Cu^{2+}(aq)$$

También se tiene la ionización del agua:

$$H_2O(l) \leftrightarrows H^+(aq) + OH^-(aq)$$

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:

cátodo (reducción): $Cu^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu(s)$

ánodo (oxidación): $4\ OH^-(aq) \rightarrow O_2(g) + 2\ H_2O(l) + 4\ e^-$

▪ El color azul de la disolución se va perdiendo conforme progresa la electrólisis, a la vez que se va formando un depósito de color rojizo en el cátodo.

▪ En el circuito, el voltímetro se coloca en paralelo y el amperímetro en serie para indicar el sentido de paso de los electrones en la celda.

▪ Una celda electrolítica consta de una sola cuba y no precisa de puente salino que permita el paso de los iones y electrones para cerrar el circuito.

La respuesta correcta es la **e**.

8.37. Se hace pasar la misma cantidad de electricidad a través de dos celdas electrolíticas en serie. Una contiene NaCl y la otra $AlCl_3$, ambos fundidos. Suponiendo que la única reacción es la reducción del ion a metal, ¿de qué metal se recogerá mayor cantidad y en qué electrodo?
a) Sodio en el ánodo.
b) Sodio en el cátodo.
c) Aluminio en el ánodo.
d) Aluminio en el cátodo.
e) No es posible que se haya depositado masa alguna.

(O.Q.N. Valencia 2011)

En todo tipo de celdas, la reducción siempre tiene lugar en el cátodo.

De acuerdo con la ley de Faraday (1834):

"la cantidad de sustancia depositada en el cátodo en una celda electrolítica es directamente proporcional al número de moles de electrones que atraviesan dicha celda".

Considerando la reducción de un ion metálico X^{n+}:

$$X^{n+} + n\ e^- \rightarrow X$$

Relacionando la cantidad de electricidad que atraviesa la celda (Q culombios) con el metal, la masa de este que se deposita es:

$$Q\ C \cdot \frac{1\ mol\ e^-}{F\ C} \cdot \frac{1\ mol\ X}{n\ mol\ e^-} \cdot \frac{M\ g\ X}{1\ mol\ X} = \frac{Q \cdot M}{n \cdot F}\ g\ X$$

Teniendo en cuenta que las únicas variables son los valores de M (masa molar) y n (número de oxidación del metal), las masas que se depositan de los elementos propuestos son, respectivamente:

$$m_{Na} = 23 \cdot \frac{Q}{F} \qquad m_{Al} = \frac{27\ Q}{3\ F} = 9 \cdot \frac{Q}{F}$$

Como se puede observar, se deposita mayor cantidad de sodio.

La respuesta correcta es la **b**.

8.38. Para un proceso electrolítico de una disolución de $AgNO_3$ en el que se obtiene Ag metal, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?
a) Para obtener 1 mol de Ag se requiere el paso de 2 mol de electrones.
b) En el ánodo se produce la oxidación de los protones del agua.
c) En el cátodo se produce oxígeno.
d) Los cationes plata se reducen en el cátodo.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

Las ecuaciones químicas correspondientes a las semirreaciones de oxidación y de reducción que tienen lugar en el ánodo y cátodo, respectivamente, son:

cátodo (reducción): $4\ (Ag^+ + e^- \rightarrow Ag)$

ánodo (oxidación): $4\ OH^- \rightarrow O_2 + 2\ H_2O + 4\ e^-$

a) Falso. Se requiere 1 mol de electrones.

b) Falso. Se oxidan los iones hidróxido procedentes del agua.

c) Falso. El oxígeno se obtiene en el ánodo.

d) **Verdadero**. La reducción tiene lugar en el cátodo.

La respuesta correcta es la **d**.

8.39. Una de las siguientes afirmaciones, referidas a la electrólisis del cloruro de sodio en medio acuoso, es falsa:
a) Se obtiene sodio metal en el cátodo.
b) Se obtiene H_2 procedente del agua y la disolución queda alcalina.
c) Se forma la misma cantidad (en moles) de cloro que de hidrógeno.
d) El proceso no está favorecido termodinámicamente.
e) El proceso consume mucha energía eléctrica.

(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.L. Madrid 2013)]

El NaCl en disolución acuosa se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:

$NaCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + Na^+(aq)$

También se tiene la ionización del agua:

$H_2O(l) \leftrightarrows H^+(aq) + OH^-(aq)$

Consultando en la bibliografía los potenciales estándar de electrodo, las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:

cátodo (reducción): $2\ H_2O(l) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g) + 2\ OH^-(aq)$ $E° = -0{,}83\ V$ [1]

cátodo (reducción): $Na^+(aq) + e^- \rightarrow Na(s)$ $E° = -2{,}71\ V$ [2]

de ambas, se puede descartar la semirreacción [2] ya que H^+ es más fácil de reducir por tener un potencial de electrodo mayor.

ánodo (oxidación): $2\ Cl^-(aq) \rightarrow Cl_2(g) + 2\ e^-$ $E° = 1{,}36\ V$ [3]

ánodo (oxidación): $2\ H_2O(l) \rightarrow O_2(g) + 4\ H^+(aq) + 4\ e^-$ $E° = 1{,}23\ V$ [4]

El potencial de la reacción entre [1] y [3] es:

$2\ Cl^-(aq) + 2\ H_2O(l) \rightarrow Cl_2(g) + H_2(g) + 2\ OH^-(aq)$

$E° = E^o_{cátodo} - E^o_{ánodo} = (-0{,}83\ V) - (1{,}36\ V) = -2{,}19\ V$

El potencial de la reacción entre [1] y [4] es:

$2\ H_2O(l) \rightarrow 2\ H_2(g) + O_2(g)$

$E° = E^o_{cátodo} - E^o_{ánodo} = (-0{,}83\ V) - (1{,}23\ V) = -2{,}06\ V$

Como ambos valores son similares, es de esperar que en el ánodo se obtenga una mezcla de Cl_2 y O_2. En la práctica, predomina Cl_2 debido a la alta sobretensión del O_2 comparada con la del Cl_2.

Por tanto, se puede considerar que la reacción global es:

$2\ H_2O(l) + 2\ NaCl(aq) \rightarrow H_2(g) + Cl_2(g) + 2\ NaOH(aq)$

El NaOH(aq) se forma con los iones $Na^+(aq)$ y $OH^-(aq)$ presentes en la disolución resultante.

a) **Falso**. En el cátodo se obtiene H_2.

b-c) Verdadero. Según se ha justificado.

d-e) Verdadero. El valor de $E° < 0$, por tanto, $\Delta G° > 0$ y la reacción es no espontánea, por lo que consume gran cantidad para llevarse a cabo.

La respuesta correcta es la **a**.

8.40. El número 96.500 debe ser familiar para cualquier químico porque corresponde al redondeo de:
a) El famoso número de Avogadro.
b) La llamada por algunos "constante de Faraday".
c) El primer valor calculado de la constante de Planck.
d) El diámetro del átomo de hidrógeno expresado en nanómetros.

(O.Q.L. Murcia 2012)

Es la constante de Faraday, que corresponde a la carga de un mol de electrones:

$$6{,}02214 \cdot 10^{23}\ e^- \cdot \frac{1{,}6022 \cdot 10^{-19}\ C}{1\ e^-} = 96.487\ C$$

La respuesta correcta es la **b**.

8.41. Se quiere platear una cuchara que ha perdido su baño mediante la electrólisis de una disolución de plata:
a) La cuchara se debe colocar como ánodo.
b) La cuchara se debe colocar como cátodo.
c) La cuchara se puede colocar como ánodo o como cátodo.
d) Una cuchara nunca se puede platear con electrólisis.

(O.Q.L. País Vasco 2012)

La ecuación química correspondiente a la semirreación de reducción que tiene lugar en el cátodo es:

$$Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$$

La respuesta correcta es la **b**.

8.42. En una cuba electrolítica, ¿cuál de las siguientes afirmaciones no es la correcta?
a) El ánodo es el electrodo positivo.
b) En el electrodo negativo se produce la semirreacción de reducción.
c) Los aniones se dirigen al cátodo.
d) Los aniones se dirigen al ánodo.

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

En cualquier tipo de celda o cuba se cumple que:

- ánodo: electrodo por el que los electrones salen de la celda y tiene lugar la oxidación.
- cátodo: electrodo por el que los electrones entran en la celda y tiene lugar la reducción.

En una cuba electrolítica, los electrones son forzados a dirigirse hacia el cátodo, por este motivo los cationes también se dirigen hacia el cátodo, lo que motiva que tenga signo negativo. Por tanto, los aniones se dirigen al ánodo que tiene signo positivo.

La respuesta no correcta es la **d**.

8.43. En la electrólisis de una disolución acuosa de cloruro de aluminio se produce:
a) En el cátodo se deposita aluminio y en el ánodo se desprende hidrógeno.
b) En el ánodo se deposita aluminio y en el cátodo se desprende hidrógeno.
c) En el cátodo se desprende hidrógeno y en el ánodo se desprende cloro.
d) En el ánodo se deposita aluminio y en el cátodo se desprende cloro.

(O.Q.L. Madrid 2012)

El cloruro de aluminio en disolución acuosa se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:

$$AlCl_3(aq) \rightarrow 3\ Cl^-(aq) + Al^{3+}(aq)$$

También se tiene la ionización del agua:

$$H_2O(l) \leftrightarrows H^+(aq) + OH^-(aq)$$

Consultando en la bibliografía los potenciales estándar de electrodo, las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:

cátodo (reducción): $2\ H_2O(l) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g) + 2\ OH^-(aq)$ $E° = -0{,}83$ V [1]

cátodo (reducción): $Al^{3+}(aq) + 3\ e^- \rightarrow Al(s)$ $E° = -1{,}66$ V [2]

de ambas, se puede descartar la semirreacción [2] ya que H^+ es más fácil de reducir por tener un potencial de electrodo mayor.

ánodo (oxidación): $2\ Cl^-(aq) \rightarrow Cl_2(g) + 2\ e^-$ $E° = +1{,}36$ V [3]

ánodo (oxidación): $2\ H_2O(l) \rightarrow O_2(g) + 4\ H^+(aq) + 4\ e^-$ $E° = +1{,}23$ V [4]

El potencial de la reacción entre [1] y [3] es:

$$2\ Cl^-(aq) + 2\ H_2O(l) \rightarrow Cl_2(g) + H_2(g) + 2\ OH^-(aq)$$

$$E° = E^o_{cátodo} - E^o_{ánodo} = (-0{,}83\ V) - (1{,}36\ V) = -2{,}19\ V$$

El potencial de la reacción entre [1] y [4] es:

$$2\ H_2O(l) \rightarrow 2\ H_2(g) + O_2(g)$$

$$E° = E^o_{cátodo} - E^o_{ánodo} = (-0{,}83\ V) - (1{,}23\ V) = -2{,}06\ V$$

Como ambos valores son similares, es de esperar que en el ánodo se obtenga una mezcla de Cl_2 y O_2. En la práctica, predomina Cl_2 debido a la alta sobretensión del O_2 comparada con la del Cl_2.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2007, Galicia 2015 y otras. Se deberían haber proporcionado los potenciales de reducción que permiten resolver la cuestión).

8.44. Por una cuba electrolítica que contiene una disolución acuosa de sulfato de cobre(II) circula una corriente continua durante un cierto tiempo. La sustancia que se deposita en el cátodo y el gas que se desprende en el ánodo son, respectivamente:

a) S y O_2
b) Cu y H_2
c) Cu y SO_2
d) Cu y O_2
e) Cu y H_2S

(O.Q.N. Alicante 2013)

El sulfato de cobre(II), $CuSO_4$, en disolución acuosa se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:

$$CuSO_4(aq) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + Cu^{2+}(aq)$$

También se tiene la ionización del agua:

$$H_2O(l) \leftrightarrows H^+(aq) + OH^-(aq)$$

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:

cátodo (reducción): $Cu^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu(s)$

▪ El ion Cu^{2+} se reduce más fácilmente que el ion H^+ ya que tiene un potencial estándar de electrodo mayor y se deposita como Cu(s).

ánodo (oxidación): $4\ OH^-(aq) \rightarrow O_2(g) + 2\ H_2O(l) + 4\ e^-$

▪ El ion OH^- se oxida a $O_2(g)$. Es la única especie presente que puede sufrir oxidación, ya que el ion SO_4^{2-} contiene al azufre con su estado de oxidación más elevado, por lo que solo puede reducirse.

La respuesta correcta es la **d**.

8.45. Calcule la masa de oro que se deposita en una cuba electrolítica cuando circula una corriente de 0,40 A durante 22 minutos a través de una disolución acuosa de Au^{3+}:
a) 0,0018 g
b) 1,08 g
c) 0,359 g
d) 1,1 g
e) 3,2 g

(O.Q.N. Alicante 2013)

La ecuación química correspondiente a la semirreación de reducción que tiene lugar en el cátodo es:

$$Au^{3+}(aq) + 3\ e^- \rightarrow Au(s)$$

La cantidad de corriente que circula por la cuba es:

$$Q = (0{,}40\ A) \cdot (22\ min) \cdot \frac{60\ s}{1\ min} \cdot \frac{1\ mol\ e^-}{96.485\ C} = 5{,}5 \cdot 10^{-3}\ mol\ e^-$$

Relacionando electrones con Au se obtiene la masa de este que se deposita:

$$5{,}5 \cdot 10^{-3}\ mol\ e^- \cdot \frac{1\ mol\ Au}{3\ mol\ e^-} \cdot \frac{197{,}0\ g\ Au}{1\ mol\ Au} = 0{,}36\ g\ Au$$

La respuesta correcta es la **c**.

8.46. El aluminio se obtiene por el proceso Hall-Heroult a partir de la bauxita. Este mineral se purifica y el Al_2O_3 puro se funde y somete a electrólisis. Las semirreacciones en cada electrodo son:

$$4\ Al^{3+}(l) + 12\ e^- \rightarrow 4\ Al(l)$$
$$6\ O^{2-}(l) \rightarrow 3\ O_2(g) + 12\ e^-$$

Si a través de la cuba circula una corriente de 5,00 A durante 1,00 h, la masa de Al que se deposita y el electrodo correspondiente son, respectivamente:
a) 1,68 g – cátodo
b) 1,68 g – ánodo
c) 5,05 g – cátodo
d) 5,05 g – ánodo
e) Ninguna de las anteriores es correcta ya que se necesita conocer la riqueza de la bauxita.

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Galicia 2021)

En una cuba electrolítica, los electrones son forzados a dirigirse hacia el cátodo, por este motivo, los cationes también se dirigen hacia el cátodo lo que motiva que este tenga signo negativo y que en él ocurra la semirreacción de reducción.

La cantidad de corriente que circula por el sistema es:

$$Q = 5{,}00\ A \cdot 1{,}00\ h \cdot \frac{3.600\ s}{1\ h} \cdot \frac{1\ mol\ e^-}{96.485\ C} = 0{,}187\ mol\ e^-$$

Relacionando electrones con Al se obtiene la masa de este que se deposita:

$$0{,}187\ mol\ e^- \cdot \frac{1\ mol\ Al}{3\ mol\ e^-} \cdot \frac{27{,}0\ g\ Al}{1\ mol\ Al} = 1{,}68\ g\ Al$$

La respuesta correcta es la **a**.

8.47. ¿Qué masa de cobre se deposita en un electrodo cuando una corriente eléctrica de 10,0 A atraviesa una disolución de nitrato de cobre(II) durante 30,6 s?
a) 0,101 g
b) 0,201 g
c) 0,403 g
d) 6,04 g

(O.Q.L. Madrid 2013)

El nitrato de cobre(II), $Cu(NO_3)_2$, en disolución acuosa se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:

$$Cu(NO_3)_2(aq) \rightarrow 2\ NO_3^-(aq) + Cu^{2+}(aq)$$

La semirreacción correspondiente a la reducción del ion Cu^{2+} en el cátodo es:

$$Cu^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu(s)$$

Relacionando la cantidad de corriente y de Cu se obtiene la masa de este que se deposita:

$$10{,}0\ A \cdot 30{,}6\ s \cdot \frac{1\ C}{1\ A\ s} \cdot \frac{1\ mol\ e^-}{96.485\ C} \cdot \frac{1\ mol\ Cu}{2\ mol\ e^-} \cdot \frac{63{,}5\ g\ Cu}{1\ mol\ Cu} = 0{,}101\ g\ Cu$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2003).

8.48. Un reloj digital consume 0,242 mA de su batería de mercurio, en la que tiene lugar la reacción:
$HgO(s) + Zn(s) \rightarrow ZnO(s) + Hg(l)$
El tiempo de vida de la batería, que contiene 4,00 g de HgO es de:
a) 98 días
b) 101 días
c) 172 días
d) 241 días
e) 273 días

(O.Q.N. Oviedo 2014)

La ecuación química correspondiente a la semirreación de reducción que tiene lugar en el cátodo es:

$$Hg^{2+}(s) + 2\ e^- \rightarrow Hg(s)$$

La cantidad de corriente que suministra la batería es:

$$4{,}00\ g\ HgO \cdot \frac{1\ mol\ HgO}{216{,}6\ g\ HgO} \cdot \frac{2\ mol\ e^-}{1\ mol\ HgO} \cdot \frac{96.485\ C}{1\ mol\ e^-} = 3{,}56 \cdot 10^3\ C$$

Relacionando cantidad e intensidad de corriente se obtiene el tiempo que funciona la batería:

$$t = \frac{3{,}56 \cdot 10^3\ C}{0{,}242\ mA} \cdot \frac{10^3\ mA}{1\ A} \cdot \frac{1\ día}{86.400\ s} = 170\ días$$

La respuesta correcta es la **c**.

8.49. Todos los aspectos siguientes afectan al número de moles de metal depositados durante la electrólisis excepto:
a) La corriente eléctrica usada.
b) El tiempo de la electrólisis.
c) La carga del ion.
d) La masa molar.

(O.Q.L. La Rioja 2014)

La ecuación química correspondiente a la reacción de reducción de un catión metálico es:

$$X^{n+}(aq) + n\ e^- \rightarrow M(s)$$

De acuerdo con la ley de Faraday (1834):

"la cantidad de sustancia depositada en una electrólisis es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que circula por la cuba".

La cantidad de corriente Q que pasa por una cuba se calcula mediante la expresión:

$$Q = I\,t$$

Relacionando la cantidad de corriente con el número de moles de metal que se depositan:

$$(I \cdot t)\ \text{C} \cdot \frac{1\ F}{96.485\ \text{C}} \cdot \frac{1\ \text{mol e}^-}{1\ F} \cdot \frac{1\ \text{mol X}}{n\ \text{mol e}^-} = \frac{I \cdot t}{96.485\ n}\ \text{mol X}$$

Como se observa en la ecuación obtenida, la masa molar del metal, M, no afecta al número de moles de este que se obtienen.

La respuesta correcta es la **d**.

8.50. Se va a platear electrónicamente una superficie metálica de 12,5 cm^2 hasta conseguir un recubrimiento de 1,00 mm de espesor, utilizando una corriente de 0,50 A. La densidad de la plata es 10,5 g cm^{-3}, su masa atómica 108 y el valor de la constante de Faraday 96.500 C mol^{-1}. El tiempo durará la electrólisis será:
a) 2,5 h
b) 5 h
c) 6,5 h
d) 7 h
e) 3,5 h

(O.Q.L. Galicia 2014)

La semirreacción de reducción que tiene lugar en el cátodo es:

$$Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$$

La cantidad de plata necesaria para platear la superficie es:

$$12{,}5\ \text{cm}^2 \cdot 1{,}00\ \text{mm} \cdot \frac{1\ \text{cm}}{10\ \text{mm}} \cdot \frac{10{,}5\ \text{g Ag}}{1\ \text{cm}^3} \cdot \frac{1\ \text{mol Ag}}{108\ \text{g Ag}} = 0{,}122\ \text{mol Ag}$$

Relacionando moles de Ag y de electrones:

$$0{,}122\ \text{mol Ag} \cdot \frac{1\ \text{mol e}^-}{1\ \text{mol Ag}} \cdot \frac{96.500\ \text{C}}{1\ \text{mol e}^-} = 1{,}17 \cdot 10^4\ \text{C}$$

El tiempo necesario para que pase esa cantidad de corriente por la cuba electrolítica es:

$$t = \frac{1{,}17 \cdot 10^4\ \text{C}}{0{,}50\ \text{A}} \cdot \frac{1\ \text{h}}{3.600\ \text{s}} = 6{,}5\ \text{h}$$

La respuesta correcta es la **c**.

8.51. Un buen método de obtención del hidróxido de sodio es:
a) $Na(s) + Cl_2(g)$
b) $Na_2CO_3(s) + H_2O(l)$
c) $Na_2CO_3(s) + NH_3(aq)$
d) Electrólisis de una disolución acuosa de NaCl.
e) $NaCl(s) + H_2O(l)$

(O.Q.L. Madrid 2014)

El NaCl en disolución acuosa se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:

$$NaCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + Na^+(aq)$$

También se tiene la ionización del agua:

$$H_2O(l) \leftrightarrows H^+(aq) + OH^-(aq)$$

Consultando en la bibliografía los potenciales estándar de electrodo, las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos durante la electrólisis del NaCl(aq) son:

cátodo (reducción): $2\ H_2O(l) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g) + 2\ OH^-(aq)$ $E° = -0{,}83$ V [1]

cátodo (reducción): $Na^+(aq) + e^- \rightarrow Na(s)$ $E° = -2{,}71$ V [2]

de ambas, se puede descartar la semirreacción [2] ya que H^+ es más fácil de reducir por tener un potencial de electrodo mayor.

ánodo (oxidación): $2\ Cl^-(aq) \rightarrow Cl_2(g) + 2\ e^-$ $E° = +1{,}36$ V [3]

ánodo (oxidación): $2\ H_2O(l) \rightarrow O_2(g) + 4\ H^+(aq) + 4\ e^-$ $E° = +1{,}23$ V [4]

El potencial de la reacción entre [1] y [3] es:

$$2\ Cl^-(aq) + 2\ H_2O(l) \rightarrow Cl_2(g) + H_2(g) + 2\ OH^-(aq)$$

$$E° = E^o_{\text{cátodo}} - E^o_{\text{ánodo}} = (-0{,}83\ \text{V}) - (1{,}36\ \text{V}) = -2{,}19\ \text{V}$$

El potencial de la reacción entre [1] y [4] es:

$$2\ H_2O(l) \rightarrow 2\ H_2(g) + O_2(g)$$

$$E° = E^o_{\text{cátodo}} - E^o_{\text{ánodo}} = (-0{,}83\ \text{V}) - (1{,}23\ \text{V}) = -2{,}06\ \text{V}$$

Como ambos valores son similares, es de esperar que en el ánodo se obtenga una mezcla de Cl_2 y O_2. En la práctica, predomina Cl_2 debido a la alta sobretensión del O_2 comparada con la del Cl_2.

Por tanto, se puede considerar que la reacción global es:

$$2\ H_2O(l) + 2\ NaCl(aq) \rightarrow H_2(g) + Cl_2(g) + 2\ NaOH(aq)$$

El NaOH(aq) se forma con los iones $Na^+(aq)$ y $OH^-(aq)$ presentes en la disolución resultante.

La respuesta correcta es la **d**.

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

8.52. Se hace pasar la misma cantidad de carga eléctrica continua a través de diferentes disoluciones 0,5 M de los iones Cu^{2+}, Ni^{2+}, Al^{3+}, Ag^+ y Cr^{2+}. ¿Cuál de los metales se deposita en mayor cantidad en moles)?
a) Cu
b) Ni
c) Al
d) Ag
e) Cr

(O.Q.N. Madrid 2015)

La ecuación química correspondiente a la reducción del metal X en el cátodo es:

$$X^{n+}(aq) + n\ e^- \rightarrow X(s)$$

Suponiendo que por la cuba electrolítica pasan Q culombios de carga, la ecuación general que permite calcular la cantidad de elemento que se deposita es:

$$Q\ \text{C} \cdot \frac{1\ \text{mol e}^-}{F\ \text{C}} \cdot \frac{1\ \text{mol metal}}{n\ \text{mol e}^-} = \frac{Q}{F\ n}\ \text{mol}$$

Las semirreacciones correspondientes a las reducciones de los cationes propuestos son:

$$Cu^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu(s)$$

$$Ni^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Ni(s)$$

$$Al^{3+}(aq) + 3\ e^- \rightarrow Al(s)$$

$$Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$$

$$Cr^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Cr(s)$$

Se deposita mayor cantidad del elemento que necesite menor número de electrones, n, para reducir a su catión. De los propuestos, el que mejor cumple esa condición es Ag, que solo necesita un electrón.

La respuesta correcta es la **d**.

8.53. Calcule la masa de sodio que se deposita en una cuba electrolítica cuando circulan 0,500 A durante 1,00 h a través de una disolución de Na^+:
a) 0,0071 g
b) 0,071 g
c) 0,858 g
d) 0,429 g
e) 0,482 g

(O.Q.L. Madrid 2015)

La semirreacción de reducción que tiene lugar en el cátodo es:

$$Na^+(aq) + e^- \rightarrow Na(s)$$

La cantidad de corriente que circula por la cuba es:

$$0{,}500\ A \cdot 1{,}00\ h \cdot \frac{3.600\ s}{1\ h} \cdot \frac{1\ mol\ e^-}{96.485\ C} = 0{,}0187\ mol\ e^-$$

Relacionando moles de electrones con Na se obtiene la masa de este que se deposita:

$$0{,}0187\ mol\ e^- \cdot \frac{1\ mol\ Na}{1\ mol\ e^-} \cdot \frac{23{,}0\ g\ Na}{1\ mol\ Na} = 0{,}429\ g\ Na$$

La respuesta correcta es la **d**.

8.54. Se realiza la electrólisis a un litro de disolución acuosa 0,0200 M de $CuSO_4$ con una intensidad de corriente de 2,00 A durante 36,0 min. ¿Cuál es la masa de cobre metálico que se deposita en el cátodo?
a) 1,42 g
b) 2,48 g
c) 1,27 g
d) 1,35 g

(O.Q.L. Madrid 2016)

El sulfato de cobre(II) en disolución acuosa se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:

$$CuSO_4(aq) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + Cu^{2+}(aq)$$

La semirreacción que tiene lugar en el cátodo es:

$$Cu^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu(s)$$

Relacionando la cantidad de corriente que pasa por la cuba con la de Cu depositado:

$$2{,}00\ A \cdot 36{,}0\ min \cdot \frac{60\ s}{1\ min} \cdot \frac{1\ C}{1\ A\ s} \cdot \frac{1\ mol\ e^-}{96.485\ C} \cdot \frac{1\ mol\ Cu}{2\ mol\ e^-} \cdot \frac{63{,}5\ g\ Cu}{1\ mol\ Cu} = 1{,}42\ g\ Cu$$

La cantidad de cobre que contiene la disolución a electrolizar es:

$$1{,}00\ L\ CuSO_4\ 0{,}0200\ M \cdot \frac{0{,}0200\ mol\ CuSO_4}{1{,}00\ L\ CuSO_4\ 0{,}0200\ M} \cdot \frac{1\ mol\ Cu}{1\ mol\ CuSO_4} \cdot \frac{63{,}5\ g\ Cu}{1\ mol\ Cu} = 1{,}27\ g\ Cu$$

Como se puede observar, esta cantidad es inferior a la que se podría depositar al estar pasando la corriente propuesta.

La respuesta correcta es la **c**.

8.55. Se puede producir yodo aplicando una corriente a una disolución de yoduro de potasio. Calcule el tiempo necesario para que una corriente de 10,0 A produzca 6,00 g de yodo.
a) 3,8 s
b) 7,6 min
c) 11,4 min
d) 3,8 h

(O.Q.N. El Escorial 2017)

El yoduro de potasio en disolución acuosa se encuentra ionizado según la ecuación:

$$KI(aq) \rightarrow I^-(aq) + K^+(aq)$$

En el ánodo tiene lugar la oxidación del I^- a I_2 de acuerdo con la siguiente ecuación química:

$$2\ I^-(aq) \rightarrow I_2(s) + 2\ e^-$$

Relacionando la cantidad de I_2 con los electrones necesarios:

$$6{,}00\ g\ I_2 \cdot \frac{1\ mol\ I_2}{253{,}8\ g\ I_2} \cdot \frac{2\ mol\ e^-}{1\ mol\ I_2} \cdot \frac{96.485\ C}{1\ mol\ e^-} = 4{,}56 \cdot 10^3\ C$$

El tiempo necesario para que pase esa cantidad de corriente por la celda electrolítica es:

$$t = \frac{4{,}56 \cdot 10^3\ C}{10{,}0\ A} \cdot \frac{1\ min}{60\ s} = 7{,}60\ min$$

La respuesta correcta es la **b**.

8.56. Calcule la energía, medida en kWh, que se necesita para producir 1,0 kg de H_2 a partir de la electrólisis de agua si se opera a 1,6 V con un rendimiento del 90 %.
a) 40
b) 47
c) 80
d) 37

(O.Q.L. Madrid 2017)

La ecuación química correspondiente a la disociación del agua es:

$$H_2O(l) \rightarrow 2\ H^+(aq) + OH^-(aq)$$

La ecuación química correspondiente a la semirreacción de formación del H_2 en la celda es:

$$\text{cátodo (reducción): } 2\ H^+(aq) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g)$$

La energía necesaria para obtener 1,0 kg de H_2 es:

$$1{,}0\ kg\ H_2 \cdot \frac{10^3\ g\ H_2}{1\ kg\ H_2} \cdot \frac{1\ mol\ H_2}{2{,}0\ g\ H_2} \cdot \frac{2\ mol\ e^-}{1\ mol\ H_2} \cdot \frac{96.485\ C}{1\ mol\ e^-} \cdot 1{,}6\ V = 1{,}5 \cdot 10^8\ J$$

Cambiando las unidades:

$$1{,}5 \cdot 10^8\ J \cdot \frac{1\ kWh}{3{,}6 \cdot 10^6\ J} = 42\ kWh$$

La energía requerida teniendo en cuenta un rendimiento del proceso del 90 %:

$$42\ kWh \cdot \frac{100\ kWh\ (real)}{90\ kWh\ (teórico)} = 47\ kWh$$

La respuesta correcta es la **b**.

8.57. Se quiere cromar el frontal de una llanta (39,00 cm de diámetro) de un vehículo con una capa de 0,2000 mm de espesor, mediante una disolución de $Cr_2O_7^{2-}$, pasando una corriente de 30,00 A. ¿Cuánto tiempo se tardaría?
a) 1.063,9 min
b) 1,8 día
c) 93.910,5 s
d) 25,3 h
(Dato. Densidad Cr = 7,200 g cm^{-3}).

(O.Q.L. Galicia 2017)

La semirreacción de reducción del Cr^{6+}, contenido en el dicromato, que tiene lugar en el cátodo es:

$$Cr^{6+}(aq) + 6\ e^- \rightarrow Cr(s)$$

Considerando que la llanta es cilíndrica, la cantidad de Cr que se necesita depositar es:

$$\pi \cdot \left(\frac{39{,}00\ \text{cm}}{2}\right)^2 \cdot 0{,}2000\ \text{mm} \cdot \frac{1\ \text{cm}}{10\ \text{mm}} \cdot \frac{7{,}200\ \text{g Cr}}{1\ \text{cm}^3\ \text{Cr}} \cdot \frac{1\ \text{mol Cr}}{51{,}996\ \text{g Cr}} = 3{,}308\ \text{mol Cr}$$

Relacionando moles de Cr y de electrones:

$$3{,}306\ \text{mol Cr} \cdot \frac{6\ \text{mol e}^-}{1\ \text{mol Cr}} \cdot \frac{96.485\ \text{C}}{1\ \text{mol e}^-} = 1{,}915 \cdot 10^6\ \text{C}$$

El tiempo necesario para que pase esa cantidad de corriente por la celda electrolítica es:

$$t = \frac{1{,}915 \cdot 10^6\ \text{C}}{30{,}00\ \text{A}} \cdot \frac{1\ \text{min}}{60\ \text{s}} = 1.064\ \text{min}$$

La respuesta correcta es la **a**.

8.58. ¿Cuántos litros de Cl_2(g), a 20 °C y 1.900 mmHg, se producen por electrólisis de una disolución acuosa concentrada de NaCl, si se utiliza una corriente de 1,5 A de intensidad durante 10 horas?
a) 3,5
b) 1,9
c) 4,0
d) 2,7

(O.Q.L. Galicia 2018)

El cloruro de sodio en disolución acuosa se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:

$$NaCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + Na^+(aq)$$

En el ánodo tiene lugar la oxidación del Cl^- a Cl_2 de acuerdo con la siguiente ecuación química:

$$2\ Cl^-(aq) \rightarrow Cl_2(g) + 2\ e^-$$

La cantidad de corriente que pasa por la celda electrolítica es:

$$1{,}5\ \text{A} \cdot 10\ \text{h} \cdot \frac{3.600\ \text{s}}{1\ \text{h}} \cdot \frac{1\ \text{C}}{1\ \text{A s}} \cdot \frac{1\ \text{mol e}^-}{96.485\ \text{C}} = 0{,}56\ \text{mol e}^-$$

Relacionando electrones con Cl_2:

$$0{,}56\ \text{mol e}^- \cdot \frac{1\ \text{mol Cl}_2}{2\ \text{mol e}^-} = 0{,}28\ \text{mol Cl}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas que se desprende es:

$$V = \frac{(0{,}28\ \text{mol Cl}_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15)\ \text{K}}{1.900\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 2{,}7\ \text{L Cl}_2$$

La respuesta correcta es la **d**.

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

8.59. Dos cubas electrolíticas de 500 L cada una están conectadas en serie. La primera contiene una disolución acuosa 1 M de $CuSO_4$ y la segunda una disolución acuosa 1 M de $AgNO_3$. Si se hace circular una corriente de 0,800 A por el sistema durante 20,0 min, seleccione la proposición correcta de las siguientes:
a) En el cátodo de la primera cuba se habrán depositado 0,316 g de cobre.
b) En el ánodo de ambas cubas se desprenderá hidrógeno gaseoso.
c) Las concentraciones finales de $CuSO_4$ y $AgNO_3$ serán iguales.
d) El ánodo de la segunda cuba desprende 0,110 L de O_2 medidos en condiciones normales.

(O.Q.N. Santander 2019)

Las disoluciones acuosas contienen $CuSO_4$ y $AgNO_3$ disociados en iones según las siguientes ecuaciones:

$$CuSO_4(aq) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

$$AgNO_3(aq) \rightarrow Ag^{+}(aq) + NO_3^{-}(aq)$$

Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones que se producen en los cátodos de las cubas son, respectivamente:

$$Cu^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu(s)$$

$$Ag^{+}(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$$

a) **Verdadero**. De acuerdo con las leyes de Faraday (1833-34), como las dos cubas se encuentran conectadas en serie pasa la misma cantidad de corriente por ellas y, por tanto, la masa de cobre depositada en la primera cuba es:

$$0{,}800\ A \cdot 20{,}0\ min \cdot \frac{60\ s}{1\ min} \cdot \frac{1\ C}{1\ A\ s} \cdot \frac{1\ mol\ e^-}{96.485\ C} \cdot \frac{1\ mol\ Cu}{2\ mol\ e^-} \cdot \frac{63{,}5\ g\ Cu}{1\ mol\ Cu} = 0{,}316\ g\ Cu$$

b) Falso. Los aniones de las sales de las dos cubas no se sufren reacción redox, ya que no pueden oxidarse y lo sí hacen los iones OH^- procedentes del agua, de acuerdo con la siguiente ecuación química:

$$\text{ánodo (oxidación): } 4\ OH^-(aq) \rightarrow O_2(g) + 2\ H_2O(l) + 4\ e^-$$

c) Falso. Las cantidades de ion electrolizado en cada una de las cubas son:

$$0{,}800\ A \cdot 20{,}0\ min \cdot \frac{60\ s}{1\ min} \cdot \frac{1\ C}{1\ A\ s} \cdot \frac{1\ mol\ e^-}{96.485\ C} \cdot \frac{1\ mol\ Cu^{2+}}{2\ mol\ e^-} = 4{,}97 \cdot 10^{-3}\ mol\ Cu^{2+}$$

$$0{,}800\ A \cdot 20{,}0\ min \cdot \frac{60\ s}{1\ min} \cdot \frac{1\ C}{1\ A\ s} \cdot \frac{1\ mol\ e^-}{96.485\ C} \cdot \frac{1\ mol\ Ag^{+}}{1\ mol\ e^-} = 9{,}95 \cdot 10^{-3}\ mol\ Ag^{+}$$

Las cantidades iniciales de sustancia en cada una de las cubas son las mismas ya que el volumen de disolución y la concentración son idénticas:

$$500\ L\ CuSO_4\ 1{,}00\ M \cdot \frac{1{,}00\ mol\ CuSO_4}{1\ L\ CuSO_4\ 1{,}00\ M} \cdot \frac{1\ mol\ Cu^{2+}}{1\ mol\ CuSO_4} = 500\ mol\ Cu^{2+}\ (Ag^{+})$$

Como la cantidad de ion electrolizada es diferente para cada metal, las concentraciones finales de ambas disoluciones también son diferentes.

d) Falso. La cantidad de O_2 desprendida en el ánodo de cada cuba es:

$$0{,}800\ A \cdot 20{,}0\ min \cdot \frac{60\ s}{1\ min} \cdot \frac{1\ C}{1\ A\ s} \cdot \frac{1\ mol\ e^-}{96.485\ C} \cdot \frac{1\ mol\ O_2}{4\ mol\ e^-} = 2{,}49 \cdot 10^{-3}\ mol\ O_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen de O_2 desprendido es:

$$V = \frac{(2{,}49 \cdot 10^{-3}\ mol\ O_2) \cdot (0{,}082\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot 273{,}15\ K}{1\ atm} = 0{,}0557\ L\ O_2$$

La respuesta correcta es la **a**.

8.60. Se conectan dos cubas electrolíticas en serie. Una contiene disolución acuosa de nitrato plata y la otra sulfato de cobre(II). Si se hace pasar una corriente continua por el sistema, ¿cuál de las siguientes proposiciones es incorrecta?
a) La cantidad molar de cobre que se deposita es menor que la de plata.
b) Los metales se depositan en los respectivos cátodos de cada cuba.
c) Las masas depositadas de cada metal dependerán de las respectivas concentraciones en las cubas.
d) La concentración de la cuba con plata disminuye más rápidamente que la de cobre.

(O.Q.N. Valencia 2020)

Las ecuaciones químicas correspondientes a las semirreacciones de reducción que tienen lugar en los cátodos de cada una de las cubas electrolíticas y los equivalentes-gramo (M/número de electrones intercambiados) de los metales que en ellas se depositan son:

$Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$ Eq-g Ag = 107,9/1 = 107,9 g

$Cu^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu(s)$ Eq-g Cu = 63,5/2= 31,75 g

De acuerdo con las leyes de Faraday (1834):

"la cantidad de sustancia depositada en una electrólisis es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que circula por la cuba".

a) Correcto. La masa depositada en la cuba que contiene nitrato de plata es mayor que la que se deposita en la hay sulfato de cobre (II) ya que el equivalente-gramo de la plata es el más elevado que el del cobre.

b) Correcto. Según se ha justificado anteriormente.

c) **Incorrecto**. La masa depositada en una cuba es independiente de la concentración de sal que contenga.

d) Correcto. Ya que la masa que se deposita en la cuba que contiene plata es mayor que en la que contiene cobre.

La respuesta correcta es la **c**.

8.61. En la industria cloro-álcali se lleva a cabo la electrólisis de la salmuera (disolución acuosa concentrada de sal común) para producir cloro gaseoso e hidróxido de sodio. En consecuencia, en dicho proceso se verifica que:
a) El gas cloro se desprende en el cátodo del reactor electroquímico.
b) Las cantidades molares de gas cloro e hidróxido de sodio que se generan son iguales.
c) El hidróxido de sodio se forma preferentemente en el ánodo.
d) La disolución que rodea el cátodo adquiere progresivamente un pH creciente.

(O.Q.N. Valencia 2020)

El NaCl en disolución acuosa se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:

$NaCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + Na^+(aq)$

También se tiene la ionización del agua:

$H_2O(l) \leftrightarrows H^+(aq) + OH^-(aq)$

Consultando en la bibliografía los potenciales estándar de electrodo, las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos durante la electrólisis del NaCl(aq) son:

cátodo (reducción): $2\ H_2O(l) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g) + 2\ OH^-(aq)$ $E° = -0{,}83$ V [1]

cátodo (reducción): $Na^+(aq) + e^- \rightarrow Na(s)$ $E° = -2{,}71$ V [2]

de ambas, se puede descartar la semirreacción [2] ya que H^+ es más fácil de reducir por tener un potencial de electrodo mayor.

ánodo (oxidación): $2\ Cl^-(aq) \rightarrow Cl_2(g) + 2\ e^-$ $E° = +1{,}36$ V [3]

ánodo (oxidación): $2\ H_2O(l) \rightarrow O_2(g) + 4\ H^+(aq) + 4\ e^-$ $E° = +1{,}23$ V [4]

El potencial de la reacción entre [1] y [3] es:

$$2\ Cl^-(aq) + 2\ H_2O(l) \rightarrow Cl_2(g) + H_2(g) + 2\ OH^-(aq)$$

$$E° = E^o_{cátodo} - E^o_{ánodo} = (-0{,}83\ V) - (1{,}36\ V) = -2{,}19\ V$$

El potencial de la reacción entre [1] y [4] es:

$$2\ H_2O(l) \rightarrow 2\ H_2(g) + O_2(g)$$

$$E° = E^o_{cátodo} - E^o_{ánodo} = (-0{,}83\ V) - (1{,}23\ V) = -2{,}06\ V$$

Como ambos valores son similares, es de esperar que en el ánodo se obtenga una mezcla de Cl_2 y O_2. En la práctica, predomina Cl_2 debido a la alta sobretensión del O_2 comparada con la del Cl_2.

Por tanto, se puede considerar que la reacción global es:

$$2\ H_2O(l) + 2\ NaCl(aq) \rightarrow H_2(g) + Cl_2(g) + 2\ NaOH(aq)$$

a) Falso. El $Cl_2(g)$ se forma en el ánodo.

b) Falso. El número de moles formados de NaOH(aq) es el doble que los de $Cl_2(g)$.

c) Falso. El NaOH(aq) se forma en el cátodo con los iones $Na^+(aq)$ y $OH^-(aq)$ presentes en la disolución resultante.

d) **Verdadero**. El valor del pH aumenta de forma progresiva al formarse NaOH(aq) en el cátodo.

La respuesta correcta es la **d**.

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

8.62. Indique qué proceso ocurre en el polo positivo de una célula electrolítica durante la electrólisis de cloruro de sodio en disolución acuosa:
a) $2\ Na^+(aq) + 2\ e^- \rightarrow Na(s)$
b) $Cl_2(g) + 2\ e^- \rightarrow 2\ Cl^-(aq)$
c) $2\ H_2O(l) \rightarrow O_2(g) + 4\ H^+(aq) + 4\ e^-$
d) $2\ Cl^-(l) \rightarrow Cl_2(g) + 2\ e^-$ y $2\ H_2O(l) \rightarrow O_2(g) + 4\ H^+(aq) + 4\ e^-$
e) $Na(s) \rightarrow 2\ Na^+(aq) + 2\ e^-$ y $2\ H_2O(l) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g) + 2\ OH^-(aq)$

(O.Q.L Sevilla 2020)

El cloruro de sodio en disolución acuosa se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:

$$NaCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + Na^+(aq)$$

El ánodo o polo positivo es el electrodo en el que tiene lugar la reacción de oxidación y las semirreacciones que tienen lugar en el mismo durante la electrólisis del NaCl(aq) son:

$$2\ Cl^-(aq) \rightarrow Cl_2(g) + 2\ e^- \qquad E° = +1{,}36\ V \quad [3]$$

$$2\ H_2O(l) \rightarrow O_2(g) + 4\ H^+(aq) + 4\ e^- \qquad E° = +1{,}23\ V \quad [4]$$

La respuesta correcta es la **d**.

8.63. Una corriente de 5 amperios circula durante un día a través de dos cubas electrolíticas distintas, una conteniendo sulfato de cobalto(II) y otra conteniendo cloruro de sodio. ¿De cuál de los elementos correspondientes se depositará mayor masa?
a) Cobalto
b) Sodio
c) Azufre
d) No se puede resolver con los datos disponibles.

(O.Q.L. Madrid 2021)

Las ecuaciones químicas correspondientes a las semirreacciones de reducción que tienen lugar en los cátodos de cada una de las cubas electrolíticas y los equivalentes-gramo (M/número de electrones intercambiados) de los metales que en ellas se depositan son:

$$Na^+(aq) + e^- \rightarrow Na(s) \qquad \text{Eq-g Na} = 23/1 = 23 \text{ g}$$

$$Co^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Co(s) \qquad \text{Eq-g Cu} = 58{,}9/2 = 29{,}5 \text{ g}$$

De acuerdo con las leyes de Faraday (1834):

> "la cantidad de sustancia depositada en una electrólisis es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que circula por la cuba".

La masa depositada en la cuba que contiene sulfato de cobalto(II) es mayor que la que se deposita en la hay cloruro de sodio ya que el equivalente-gramo de la cobalto es el más elevado que el del sodio.

La respuesta correcta es la **a**.

8.64. Se realiza una electrólisis de 125 mL de una disolución de dicloruro de cobre 0,450 M durante 75,0 min, utilizando una corriente de 2,00 A. ¿Cuál es la concentración final de iones Cl^-?
a) $1{,}58 \cdot 10^{-1}$ M
b) $7{,}76 \cdot 10^{-2}$ M
c) $3{,}35 \cdot 10^{-2}$ M
d) $8{,}9 \cdot 10^{-1}$ M

(O.Q.L. Madrid 2021)

El dicloruro de cobre en disolución acuosa se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:

$$CuCl_2(aq) \rightarrow 2\,Cl^-(aq) + Cu^{2+}(aq)$$

En el cátodo tiene lugar la reducción del Cu^{2+} a Cu de acuerdo con la siguiente ecuación química:

$$Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cu(s)$$

En el ánodo tiene lugar la oxidación del Cl^- a Cl_2 de acuerdo con la siguiente ecuación química:

$$2\,Cl^-(aq) \rightarrow Cl_2(g) + 2\,e^-$$

La cantidad de corriente que pasa por la celda electrolítica es:

$$2{,}00 \text{ A} \cdot 75{,}0 \text{ min} \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} \cdot \frac{1 \text{ C}}{1 \text{ A s}} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{96.485 \text{ C}} = 0{,}0933 \text{ mol e}^-$$

▪ Relacionando electrones con Cl^- se obtiene la cantidad de este que se electroliza en el proceso:

$$0{,}0933 \text{ mol e}^- \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol e}^-} = 0{,}0933 \text{ mol Cl}^-$$

▪ La cantidad de Cl^- que contiene la disolución antes de la electrólisis es:

$$125 \text{ mL CuCl}_2\ 0{,}450 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L CuCl}_2\ 0{,}450 \text{ M}}{10^3 \text{ mL CuCl}_2\ 0{,}450 \text{ M}} \cdot \frac{0{,}450 \text{ mol CuCl}_2}{1 \text{ L CuCl}_2\ 0{,}450 \text{ M}} \cdot \frac{2 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol CuCl}_2} = 0{,}1125 \text{ mol Cl}^-$$

▪ La cantidad de Cl^- que contiene la disolución después de la electrólisis es:

$$0{,}1125 \text{ mol Cl}^- \text{ (antes)} - 0{,}0933 \text{ mol Cl}^- \text{ (electrólisis)} = 0{,}0192 \text{ mol Cl}^- \text{ (después)}$$

Suponiendo que la electrólisis no altera el volumen de la disolución, la concentración molar de Cl^- de la mima es:

$$\frac{0{,}0192 \text{ mol Cl}^-}{125 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ mL disolución}} = 0{,}154 \text{ mol L}^{-1}$$

Ninguna respuesta es correcta.

8.65. Se hace pasar una corriente eléctrica de intensidad constante durante 24,0 h a través de una cuba que contiene una disolución 2,5 M de ácido sulfúrico. Se recogen los gases generados en cada electrodo durante el proceso y se comprueba que globalmente tienen una masa de 274 g. Indique cuál es la intensidad de la corriente utilizada.
a) 34,0 A
b) 170 mA
c) 4,88 A
d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

(O.Q.N. Madrid 2021)

El ácido sulfúrico en disolución acuosa se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:

$$H_2SO_4(aq) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + 2\ H^+(aq)$$

además, la presencia del ácido sulfúrico favorece la ionización del agua presente en la disolución:

$$H_2O(l) \leftrightarrows H^+(aq) + OH^-(aq)$$

Las semirreacciones que tienen lugar son:

cátodo (reducción): $2\ H^+(aq) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g)$

ánodo (oxidación): $4\ OH^-(aq) \rightarrow O_2(g) + 2\ H_2O(l) + 4\ e^-$

El ion H^+ se reduce más fácilmente que el ion sulfato, ya que tiene un menor potencial estándar de electrodo.

Llamando x la cantidad de O_2 generado se puede escribir la siguiente ecuación:

$$x\ \text{mol}\ O_2 \cdot \frac{32{,}0\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} + x\ \text{mol}\ O_2 \cdot \frac{2\ \text{mol}\ H_2}{1\ \text{mol}\ O_2} \cdot \frac{2{,}00\ \text{g}\ H_2}{1\ \text{mol}\ H_2} = 274\ \text{g gas}$$

Se obtiene, $x = 7{,}61\ \text{mol}\ O_2$.

Relacionando la cantidad de sustancia con la de corriente necesaria para obtenerla y el tiempo empleado se puede obtener la intensidad de corriente que circula por la cuba:

$$I = \frac{\frac{7{,}61\ \text{mol}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} \cdot \frac{4\ \text{mol}\ e^-}{1\ \text{mol}\ O_2} \cdot \frac{96.485\ \text{C}}{1\ \text{mol}\ e^-}}{24{,}0\ \text{h} \cdot \frac{3.600\ \text{s}}{1\ \text{h}}} = 34{,}0\ \text{A}$$

La respuesta correcta es la **a**.

III. QUÍMICA NUCLEAR

1. ISÓTOPOS Y EMISIONES RADIACTIVAS

1.1. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones químicas, correspondientes a otras tantas reacciones nucleares, es correcta?

a) $^{232}_{90}Th \rightarrow ^{228}_{88}Ra + ^{0}_{-1}\beta$
b) $^{238}_{92}U \rightarrow ^{232}_{90}Th + ^{4}_{2}\alpha$
c) $^{232}_{90}Th \rightarrow ^{228}_{88}Ra + ^{4}_{2}\alpha$
d) $^{232}_{90}Th \rightarrow ^{234}_{91}Ra + ^{4}_{2}\alpha$

(O.Q.L. Murcia 1997)

De acuerdo con la ley de los desplazamientos radiactivos propuesta por Soddy y Fajans (1913):

- cuando un núclido emite una partícula α se convierte en otro núclido con 2 unidades menos de número atómico y 4 unidades menos de número másico.
- cuando un núclido emite una partícula β se convierte en otro núclido con 1 unidad más de número atómico y el mismo número másico.

a) Incorrecta. Si se emite una partícula β el núclido resultante debería ser $^{232}_{91}Pa$.

b) Incorrecta. Si se emite una partícula α el núclido resultante debería ser $^{234}_{90}Th$.

c) **Correcta**. Si se emite una partícula α el núclido resultante es $^{228}_{88}Ra$.

d) Incorrecta. Si se emite una partícula α el núclido resultante debería ser $^{228}_{88}Ra$.

La respuesta correcta es la **c**.

1.2. ¿Cuál de los siguientes tipos de emisiones nucleares conducen a una disminución de la carga nuclear?
A) Emisión alfa B) Emisión beta C) Emisión de positrones D) Captura de electrones

a) A y B
b) B y D
c) A y C
d) A, C y D
e) Solamente D

(O.Q.N. Tarazona 2003)

A) La emisión de una partícula α produce un núcleo con 2 unidades menos de número atómico, es decir con 2 unidades menos de carga nuclear.

B) La emisión de una partícula β produce un núcleo con 1 unidad más de número atómico, es decir con 1 unidad más de carga nuclear.

C) La emisión de un positrón produce un núcleo con 1 unidad menos de número atómico, es decir con 1 unidad menos de carga nuclear.

D) La captura de un electrón produce un núcleo con 1 unidad menos de número atómico, es decir con 1 unidad menos de carga nuclear.

La respuesta correcta es la **d**.

1.3. ¿Cuál de los siguientes pares de núclidos son isóbaros?

a) $^{81}_{33}As$ y $^{81}_{34}Se$
b) $^{82}_{34}Se$ y $^{85}_{34}Se$
c) $^{81}_{37}Rb$ y $^{88}_{38}Rb$
d) $^{85}_{35}Br$ y $^{82}_{36}Kr$
e) $^{88}_{38}Sr$ y $^{85}_{39}Y$

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

Dos núclidos son isóbaros si tienen el mismo número másico, de los propuestos: $^{81}_{33}As$ y $^{81}_{34}Se$.

La respuesta correcta es la **a**.

1.4. ¿Cuál es la partícula que se emite en la siguiente reacción nuclear?

$$^{11}_{6}C \rightarrow {}^{10}_{5}B +$$

a) $^{0}_{-1}e$
b) $^{0}_{1}e$
c) $^{1}_{0}n$
d) $^{4}_{2}He$

(O.Q.L Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

Se trata de una reacción nuclear en la que se emite un positrón:

$$^{11}_{6}C \rightarrow {}^{10}_{5}B + {}^{0}_{1}e$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.5. Si el ^{238}U experimenta emisión α, ¿cuál es el otro núclido que se produce?

a) ^{234}Th
b) ^{234}U
c) ^{234}Pa
d) ^{236}Np
e) ^{237}Np
f) ^{231}Pa

(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.N. El Escorial 2017)

De acuerdo con la ley de los desplazamientos radiactivos propuesta por Soddy y Fajans (1913):

> "cuando un núclido emite una partícula α se convierte en otro núclido con 2 unidades menos de número atómico y 4 unidades menos de número másico".

Aplicado a este caso:

$$^{238}_{92}U \rightarrow {}^{234}_{90}Th + {}^{4}_{2}He$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.6. Maria Salomea Sklodowska-Curie, popularmente conocida como Marie Curie, fue una química y física polaca (nacionalizada francesa) que debe su fama a:
a) El descubrimiento de los elementos polonio y radio.
b) La formulación de la ley de las proporciones múltiples.
c) Sus estudios, junto a Faraday, en el campo de la electroquímica.
d) El descubrimiento del elemento curio.
e) Descubrió la radiactividad.
f) Calculó, de forma exacta, la carga del electrón.
g) Verificó experimentalmente el segundo postulado de Bohr.
h) Verificó la hipótesis de Rutherford.

(O.Q.L. Murcia 2008) (O.Q.L. Murcia 2011) (O.Q.L. Murcia 2018)

Marie y Pierre Curie descubrieron los elementos polonio (junio 1898) y radio (diciembre 1898) en desechos de minerales de uranio como la pechblenda, procedentes de las minas de St. Joachimsthal.

La respuesta correcta es la **a**.

1.7. ¿Cuál de las siguientes reacciones nucleares se produce por emisión de un positrón?
a) ${}^{26}_{13}Al \rightarrow {}^{26}_{12}Mg$
b) ${}^{75}_{33}As \rightarrow {}^{75}_{34}Se$
c) ${}^{214}_{84}Po \rightarrow {}^{206}_{82}Pb$
d) ${}^{19}_{9}F \rightarrow {}^{20}_{10}Ne$
e) ${}^{58}_{28}Ni \rightarrow {}^{64}_{28}Ni$

(O.Q.N. Ávila 2009)

Si un núcleo emite un positrón (${}^{0}_{1}e$) se transforma en otro núcleo con una unidad menos de número atómico y con el mismo número másico.

La única reacción nuclear que cumple la condición propuesta es:

$${}^{26}_{13}Al \rightarrow {}^{26}_{12}Mg + {}^{0}_{1}e$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.8. Para detectar la radiación de un isótopo radiactivo se emplea un:
a) Polímetro
b) Contador Geiger
c) Medidor Curie
d) Isotopómetro

(O.Q.L. Murcia 2010)

El aparato que mide la radiación que emite un isótopo radiactivo es el contador Geiger.

La respuesta correcta es la **b**.

1.9. Marie Curie fue la primera persona que obtuvo dos Premios Nobel, en 1903 y 1911, respectivamente. Indique en qué dos áreas de la ciencia:
a) Física y Física
b) Física y Química
c) Química y Física
d) Química y Química

(O.Q.L. País Vasco 2012)

Marie Curie fue galardona en:

▪ 1903, junto con Henri Becquerel y Pierre Curie, con el Premio Nobel de Física "en reconocimiento de los extraordinarios servicios que ha prestado por sus investigaciones conjuntas sobre los fenómenos de radiación descubierta por el profesor Henri Becquerel".

▪ 1911 con el Premio Nobel de Química "en reconocimiento a sus servicios al avance de la química por el descubrimiento de los elementos radio y polonio, el aislamiento del radio y el estudio de la naturaleza y compuestos de este notable elemento".

La respuesta correcta es la **b**.

1.10. Teniendo en cuenta exclusivamente la información de la siguiente tabla, indique qué afirmación es la correcta:

Elemento	Hg	Zr	Au	Mo	K	Fr
# de electrones	80	40	79	42	19	87
# de neutrones	121	50	121	52	21	134
# de protones	80	40	79	42	19	87

a) El mercurio se obtiene cuando el oro emite radiactivamente un protón.
b) El oro se puede transformar en mercurio por pérdida de una partícula beta (${}^{0}_{-1}\beta$).
c) Si el circonio se desintegra emitiendo una partícula alfa (${}^{4}_{2}\alpha$) se transforma en molibdeno.
d) El francio puede representarse mediante la forma ${}^{134}_{87}Fr$.

(O.Q.N. El Escorial 2017)

a) Falso. La ecuación química correspondiente a la reacción nuclear de emisión de un protón por el oro es:

$$^{200}_{79}\text{Au} \rightarrow {}^{199}_{78}\text{Pt} + {}^{1}_{1}\text{H}$$

b) Falso. De acuerdo con la ley de los desplazamientos radiactivos propuesta por Soddy y Fajans (1913):

> "cuando un núclido emite una partícula β se convierte en otro núclido con 1 unidad más de número atómico y el mismo número másico".

La ecuación química correspondiente a la reacción nuclear de emisión de una partícula beta por el oro es:

$$^{200}_{79}\text{Au} \rightarrow {}^{200}_{80}\text{Hg} + {}^{0}_{-1}\beta$$

c) Falso. De acuerdo con la ley de los desplazamientos radiactivos propuesta por Soddy y Fajans (1913):

> "cuando un núclido emite una partícula α se convierte en otro núclido con 2 unidades menos de número atómico y 4 unidades menos de número másico".

La ecuación química correspondiente a la reacción nuclear de emisión de una partícula alfa por el circonio es:

$$^{90}_{40}\text{Zr} \rightarrow {}^{86}_{38}\text{Sr} + {}^{4}_{2}\alpha$$

d) Falso. Es imposible que un isótopo del francio ($Z = 87$) tenga 134 nucleones, ya que $n > p$.

Ninguna respuesta es correcta.

1.11. En el proceso radiactivo del $^{232}_{92}\text{X} \rightarrow {}^{220}_{89}\text{X}$, ¿cuántas partículas alfa (α) y beta (β) son expulsadas?
a) 5 α y 5 β
b) 3 α y 3 β
c) 3 α y 5 β
d) 5 α y 3 β

(O.Q.N. Salamanca 2018)

En la serie radiactiva $^{232}_{92}\text{X} \rightarrow {}^{220}_{89}\text{X}$ se produce una disminución de los números másico y atómico del elemento X:

- Número másico → (232 – 220) = 12 unidades
- Número atómico → (92 – 89) = 3 unidades

De acuerdo con la ley de los desplazamientos radiactivos propuesta por Soddy y Fajans (1913):

> 1) Un núcleo al emitir una partícula alfa se convierte en otro diferente con 4 unidades menos de número másico y 2 unidades menos de número atómico.
>
> 2) Un núcleo al emitir una partícula beta se convierte en otro diferente con el mismo número másico y 1 unidad más de número atómico.

De acuerdo con estas reglas, se observa que el número másico solo desciende al emitirse partículas alfa. Por tanto, al descender el número másico en 12 unidades, el número de partículas alfa emitidas es:

$$12 \text{ unidades de } A \cdot \frac{1 \text{ partícula } \alpha}{4 \text{ unidades de } A} = 3 \text{ partículas } \alpha$$

Al emitirse 3 partículas alfa el número atómico desciende en 6 unidades pero como en el proceso global solo puede descender 3 unidades, el número de partículas beta emitidas es:

$$(6 - 3) \text{ unidades de } Z \cdot \frac{1 \text{ partícula } \beta}{1 \text{ unidad de } Z} = 3 \text{ partículas } \beta$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.12. En medicina nuclear es frecuente el uso de isótopos radiactivos para tratar o diagnosticar enfermedades. Uno de los métodos de diagnosis es la tomografía de emisión de positrones (Positron Emission Tomography, PET) en la que se pueden 'visualizar' (escanear) procesos metabólicos del organismo. Frecuentemente, en esta técnica se usa la 2-fluoro-2-desoxi-D-glucosa, marcada con el isótopo 18 del flúor. ¿En qué isótopo se transforma el flúor-18 en el proceso radiactivo?
a) Flúor-19
b) Oxígeno-18
c) Neón-19
d) Continua como flúor-18
(Nota. El positrón es la antipartícula del electrón).

(O.Q.L. Madrid 2018)

La emisión de un positrón produce un núcleo con 1 unidad menos de carga nuclear, es decir, con 1 unidad menos de número atómico:

$$^{18}_{9}\text{F} \rightarrow {}^{18}_{8}\text{O} + {}^{0}_{1}\text{e}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.13. Sabiendo que la desintegración radiactiva que se inicia con $^{235}_{92}$U finaliza en el $^{207}_{82}$Pb, indique cuántas partículas alfa (α) y beta (β) se emitirán durante la secuencia completa:
a) 14 y 7, respectivamente
b) 7 y 2, respectivamente
c) 7 y 4, respectivamente
d) 14 y 10, respectivamente

(O.Q.N. Santander 2019)

En la serie radiactiva $^{235}_{92}\text{U} \rightarrow {}^{207}_{82}\text{Pb}$ se produce una disminución de los números másico y atómico del elemento U:

- Número másico → (235 – 207) = 28 unidades
- Número atómico → (92 – 82) = 10 unidades

De acuerdo con la ley de los desplazamientos radiactivos propuesta por Soddy y Fajans (1913):

1) Un núcleo al emitir una partícula alfa se convierte en otro diferente con 4 unidades menos de número másico y 2 unidades menos de número atómico.

2) Un núcleo al emitir una partícula beta se convierte en otro diferente con el mismo número másico y 1 unidad más de número atómico.

De acuerdo con estas reglas, se observa que el número másico solo desciende al emitirse partículas alfa. Por tanto, al descender el número másico en 12 unidades, el número de partículas alfa emitidas es:

$$28 \text{ unidades de } A \cdot \frac{1 \text{ partícula } \alpha}{4 \text{ unidades de } A} = 7 \text{ partículas } \alpha$$

Al emitirse 7 partículas alfa el número atómico desciende en 14 unidades pero como en el proceso global solo puede descender 10 unidades, el número de partículas beta emitidas es:

$$(14 - 10) \text{ unidades de } Z \cdot \frac{1 \text{ partícula } \beta}{1 \text{ unidad de } Z} = 4 \text{ partículas } \beta$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Salamanca 2018).

1.14. Albert Ghiorso ha sido el científico al que se le pueden atribuir más descubrimientos de elementos químicos, hasta doce. Entre ellos se encuentra el einstenio (Z = 99), cuyo isótopo más estable es el ^{252}Es. ¿Cuál de las proposiciones para este elemento es incorrecta?
a) Pertenece a la serie de los actínidos o actinoides (como recomienda la IUPAC).
b) El isótopo ^{252}Es contiene 153 neutrones.
c) El isótopo ^{252}Es por desintegración alfa se transforma en ^{250}Am.
d) El isótopo ^{252}Es por desintegración beta se transforma en ^{252}Fm.

(O.Q.L. Valencia 2019)

a) Verdadero. En la tabla periódica, el einstenio está situado en la serie de los actinoides.

b) Verdadero. La diferencia entre el número másico y el número atómico proporciona el número de neutrones de un isótopo:

nº de neutrones = $A - Z$ = 252 – 99 = 153

c) **Falso**. De acuerdo con la ley de los desplazamientos radiactivos propuesta por Soddy y Fajans (1913):

"cuando un núclido emite una partícula α se convierte en otro núclido con 2 unidades menos de número atómico y 4 unidades menos de número másico".

La ecuación química correspondiente a la reacción nuclear de emisión de una partícula alfa por el einstenio es:

$$^{252}_{99}\text{Es} \rightarrow {}^{248}_{97}\text{Am} + {}^{4}_{2}\alpha$$

d) Verdadero. De acuerdo con la ley de los desplazamientos radiactivos propuesta por Soddy y Fajans (1913):

"cuando un núclido emite una partícula β se convierte en otro núclido con 1 unidad más de número atómico y el mismo número másico".

La ecuación química correspondiente a la reacción nuclear de emisión de una partícula beta por el oro es:

$$^{252}_{99}\text{Es} \rightarrow {}^{252}_{100}\text{Fm} + {}^{0}_{-1}\beta$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.15. En relación a la estabilidad de los núcleos y la radiactividad, ¿cuál de las siguientes proposiciones es falsa?
a) A medida que aumenta Z, la proporción N/Z va creciendo sistemáticamente (N = nº de neutrones).
b) Siempre que hay una emisión radiactiva se produce una transmutación.
c) La especie nuclear resultante tras una emisión β^+ o una captura electrónica es la misma.
d) Cuando el carbono-14 efectúa una emisión β^- se convierte en nitrógeno-14.

(O.Q.N. Valencia 2020)

a) Verdadero. Al avanzar en la tabla periódica, el número de neutrones crece más rápidamente que el número de protones.

b) **Falso**. Cuando un núclido emite una partícula α, una partícula β o un positrón se transmuta en otro núclido diferente, sin embargo, si emite radiación γ el núclido que resulta es el mismo solo que con diferente contenido energético.

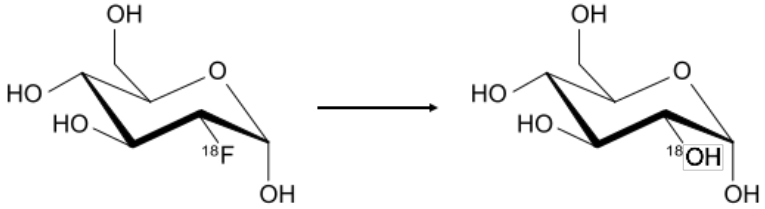
c) Verdadero. La emisión de un positrón o la captura de un electrón producen un núclido con 1 unidad menos de número atómico.

d) Verdadero. La emisión de una partícula β produce un núcleo con 1 unidad más de número atómico, es decir con 1 unidad más de carga nuclear.

$$^{14}_{6}\text{C} \rightarrow {}^{14}_{7}\text{N} + {}^{0}_{-1}\beta$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.16. La fluorodesoxiglucosa, nombre que se le da al isotopómero con ^{18}F de la glucosa, 2-desoxi-2-[^{18}F]fluoroglucosa (^{18}F-FDG), es un compuesto utilizado en el diagnóstico del cáncer en una técnica conocida por su acrónimo en inglés (PET). En esta técnica, el paciente es tratado con este radiotrazador que es absorbido preferentemente por las células cancerosas. En estas células se producen emisiones radiactivas que permiten la localización del tumor con alta sensibilidad y resolución espacial. Las moléculas implicadas en el proceso de emisión radiactiva se muestran a continuación:



^{18}F-FDG **^{18}O-Glucosa**

¿Qué se emite en la transformación de ^{18}F-FDG en ^{18}O-Glucosa?
a) Partículas alfa
b) Partículas beta negativa
c) Rayos gamma
d) Positrones

(O.Q.N. Valencia 2020)

La transformación de ^{18}F-FDG en ^{18}O-Glucosa requiere la emisión de un positrón, ya que se ha formado un núclido con 1 unidad menos de carga nuclear, es decir, con 1 unidad menos de número atómico:

$$^{18}_{9}F \rightarrow {}^{18}_{8}O + {}^{0}_{1}e$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2018).

1.17. En 1921, Frederick Soddy recibió el Premio Nobel de Química *por sus notables contribuciones al conocimiento de la química radiactiva y las investigaciones sobre la existencia y naturaleza de los isótopos*. Entre esas contribuciones, se encuentra la ley de Soddy-Fajans, la cual describe qué elementos e isótopos se crean tras una desintegración radiactiva. ¿Qué tipo de desintegración se da en el siguiente ejemplo?

$$^{238}_{92}U \rightarrow {}^{234}_{90}Th$$

a) Desintegración α
b) Desintegración β^+
c) Desintegración β^-
d) Desintegración γ

(O.Q.L. Madrid 2021)

De acuerdo con la ley de los desplazamientos radiactivos propuesta por Soddy y Fajans (1913):

- cuando un núclido emite una partícula α se convierte en otro núclido con 2 unidades menos de número atómico y 4 unidades menos de número másico.
- cuando un núclido emite una partícula β se convierte en otro núclido con 1 unidad más de número atómico y el mismo número másico.

Aplicado a este caso:

$$^{238}_{92}U \rightarrow {}^{234}_{90}Th + {}^{4}_{2}\alpha$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.18. ¿En qué proceso nuclear se incrementa en una unidad el número atómico de la especie implicada?
a) Emisión β^- (beta negativa)
b) Captura electrónica
c) Emisión α (alfa)
d) Emisión γ (gamma)

(O.Q.N. Madrid 2021)

De acuerdo con la ley de los desplazamientos radiactivos propuesta por Soddy y Fajans (1913):

- cuando un núclido emite una partícula β^- se convierte en otro núclido con 1 unidad más de número atómico y el mismo número másico.

La respuesta correcta es la **a**.

2. VELOCIDAD DE DESINTEGRACIÓN

2.1. El período de vida media de un isótopo radiactivo es de un año, esto significa que:
a) Al transcurrir el año ya no producirá radioactividad.
b) Cada año su actividad se reduce a la mitad.
c) Al cabo de un año el contenido del envase estará caducado.
d) Al cabo de un año la masa contenida en un determinado envase se habrá reducido a la mitad.

(O.Q.L. Murcia 1999)

La vida media de un isótopo se define como el tiempo que transcurre hasta que la actividad de la muestra radiactiva se reduce a la mitad.

La respuesta correcta es la **b**.

2.2. El isótopo ^{42}K tiene un tiempo de semidesintegración de 12 horas. ¿Cuál es la fracción de concentración inicial de dicho isótopo que queda después de 48 horas?
a) 1/16
b) 1/8
c) 1/4
d) 1/2

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

La ecuación que permite calcular la cantidad de isótopo que queda al cabo de un cierto tiempo es:

$$\ln \frac{A}{A_0} = -\lambda t$$

La relación existente entre la constante radiactiva y el tiempo de semidesintegración viene dado por la expresión:

$$\lambda = \frac{\ln 2}{t_{½}}$$

El valor de la constante es:

$$\lambda = \frac{0{,}693}{12\ \text{h}} = 0{,}0578\ \text{h}^{-1}$$

La fracción de isótopo que permanece después de 48 h es:

$$\ln \frac{A}{A_0} = (-0{,}0578\ \text{h}^{-1}) \cdot (48\ \text{h}) = -2{,}77 \quad \rightarrow \quad \frac{A}{A_0} = \frac{1}{16}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.3. Una muestra de 100 g de ^{37}Ar se desintegra por captura de un electrón con una vida media de 35 días. ¿Cuánto tiempo tardará en acumularse 90 g de ^{37}Cl?
a) 31 días
b) 39 días
c) 78 días
d) 116 días
e) 315 días

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.N. Alcalá 2016)

La reacción nuclear correspondiente a la desintegración propuesta es:

$$^{37}_{18}\text{Ar} + {}^{0}_{-1}\text{e} \rightarrow {}^{37}_{17}\text{Cl}$$

La masa de argón que se desintegra al cabo de ese tiempo se corresponde con la de cloro que se forma:

$$100\ \text{g (inicial)} - 90\ \text{g (formado)} = 10\ \text{g (final)}$$

La ecuación que permite calcular la cantidad de isótopo que queda al cabo de un cierto tiempo es:

$$\ln \frac{A}{A_0} = -\lambda t$$

La relación existente entre la constante radiactiva y la vida media viene dado por la expresión:

$$\lambda = \frac{\ln 2}{t_{½}}$$

El valor de la constante es:

$$\lambda = \frac{0{,}693}{35 \text{ días}} = 0{,}0198 \text{ día}^{-1}$$

El tiempo que tarda la muestra en desintegrarse es:

$$t = -\frac{\ln \frac{10}{100}}{0{,}0198 \text{ día}^{-1}} = 116 \text{ días}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.4. La vida media del ^{55}Cr radioactivo es de 1,8 h. Si se tiene en cuenta que el tiempo necesario para llevar una muestra de este isótopo desde el reactor hasta el laboratorio es de 10,8 horas, indique la cantidad de isótopo que hay que tomar para disponer finalmente de 1,0 mg de ^{55}Cr en el laboratorio.
a) 128 mg
b) 64 mg
c) 32 mg
d) 11 mg

(O.Q.L. Murcia 2003)

La ecuación que permite calcular la cantidad de isótopo que queda al cabo de un cierto tiempo es:

$$\ln \frac{A}{A_0} = -\lambda t$$

La relación existente entre la constante radiactiva y la vida media viene dado por la expresión:

$$\lambda = \frac{\ln 2}{t_{½}}$$

El valor de la constante es:

$$\lambda = \frac{0{,}693}{1{,}8 \text{ h}} = 0{,}385 \text{ h}^{-1}$$

La cantidad inicial de isótopo es:

$$\ln \frac{1{,}0}{A_0} = (-0{,}385 \text{ h}^{-1}) \cdot (10{,}8 \text{ h}) \qquad \rightarrow \qquad A_0 = 64 \text{ mg}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.5. En una fiesta universitaria un invitado trajo una botella de brandy por la que pagó una importante cantidad de dinero, pues en la etiqueta indicaba que se había embotellado en tiempos de Napoleón (alrededor de 1800). Al día siguiente analizaron el brandy que sobró y encontraron que tenía un contenido en tritio (^{3}H) de 9,86 % del que presenta el agua actual. ¿Cuánto tiempo hace que se embotelló el brandy? (Dato. $t_{½}$ del ^{3}H= 12,26 años).
a) 62 años
b) 41 años
c) 1.252 meses
d) 197 años
e) 132 meses

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

La ecuación que permite calcular la cantidad de isótopo que queda al cabo de un cierto tiempo es:

$$\ln \frac{A}{A_0} = -\lambda t$$

La relación existente entre la constante radiactiva y el periodo de semidesintegración viene dado por la expresión:

$$\lambda = \frac{\ln 2}{t_{½}}$$

El valor de la constante es:

$$\lambda = \frac{0{,}693}{12{,}26 \text{ años}} = 0{,}0564 \text{ año}^{-1}$$

El tiempo transcurrido desde que se embotelló el brandy es:

$$t = -\frac{\ln \frac{9{,}86}{100}}{0{,}0564 \text{ año}^{-1}} = 41{,}1 \text{ años}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.6. La constante de desintegración del ^{60}Co es 0,132 año^{-1}. ¿Qué masa de ^{60}Co queda a partir de una muestra de 2,50 g de este isótopo que emite durante 10 años?
a) 0,120 g
b) 1,83 g
c) 0,668 g
d) 2,38 g

(O.Q.L. Madrid 2006)

La ecuación que permite calcular la cantidad de isótopo que queda al cabo de un cierto tiempo es:

$$\ln \frac{A}{A_0} = -\lambda t$$

La cantidad de isótopo que queda al cabo de 10 años es:

$$\ln \frac{A}{2{,}50} = (-0{,}132 \text{ año}^{-1}) \cdot (10 \text{ años}) \quad \rightarrow \quad A = 0{,}668 \text{ g}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.7. En la década de 1940, Willard Libby propuso un método muy original para conocer la edad de muestras de origen biológico, basado en la proporción entre los isótopos 14 (radiactivo) y 12 (no radiactivo) del carbono en la muestra biológica y la atmósfera circundante. Este método ha tenido múltiples aplicaciones en geología, paleontología, arqueología, ciencias forenses, ciencias medioambientales, etc. Por estas investigaciones, Libby fue galardonado con el Premio Nobel de Química en 1960. La desintegración del isótopo 14 del carbono se produce por emisión β según la siguiente reacción:

$$^{14}_{6}\text{C} \rightarrow {}^{14}_{7}\text{N} + \text{e}^- + \bar{\upsilon}_\text{e}$$

Si esta reacción tiene un tiempo de semivida de 5.730 años y sigue una cinética de primer orden, ¿cuál es el valor de la constante de velocidad?
a) 1,2·10^{-4} año^{-1}
b) 4,5·10^{-7} días^{-1}
c) 10^{-9} h^{-1}
d) 3,8·10^{-14} s^{-1}
(Nota. El símbolo $\bar{\upsilon}_\text{e}$ representa el antineutrino del electrón).

(O.Q.L. Madrid 2018)

La ecuación que permite calcular la cantidad de isótopo que queda al cabo de un cierto tiempo es:

$$\ln \frac{A}{A_0} = -\lambda t$$

La relación existente entre la constante radiactiva y la vida media viene dada por la expresión:

$$\lambda = \frac{\ln 2}{t_{½}}$$

El valor de la constante radiactiva es:

$$\lambda = \frac{0{,}693}{5.730 \text{ años}} = 1{,}21 \cdot 10^{-4} \text{ año}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.8. Uno de los logros de Marie Sklodoswka Curie fue el descubrimiento del radio. El isótopo más abundante de este elemento, el ^{226}Ra, se desintegra a la mitad de su cantidad inicial pasados 1.601 años. En uno de sus experimentos en 1898, derramó por accidente sobre su cuaderno de laboratorio 2,00 mL de una disolución de $RaCl_2$ de concentración 1,10 g/100 mL. En el año 2019, ¿cuál es la cantidad de radio que quedará en el cuaderno?
a) 21,2 mg
b) 20,8 mg
c) 15,9 mg
d) 10,5 mg

(O.Q.L. Madrid 2019)

La cantidad inicial de radio derramada es:

$$2{,}00 \text{ mL disolución} \cdot \frac{1{,}10 \text{ g } RaCl_2}{100 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } RaCl_2}{297 \text{ g } RaCl_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Ra}}{1 \text{ mol } RaCl_2} \cdot \frac{226 \text{ g Ra}}{1 \text{ mol Ra}} \cdot \frac{10^3 \text{ mg Ra}}{1 \text{ g Ra}} = 16{,}7 \text{ mg Ra}$$

La ecuación que permite calcular la cantidad de isótopo que queda al cabo de un cierto tiempo es:

$$\ln \frac{A}{A_0} = -\lambda t$$

La relación existente entre la constante radiactiva y el periodo de semidesintegración viene dado por la expresión:

$$\lambda = \frac{\ln 2}{t_{½}}$$

El valor de la constante es:

$$\lambda = \frac{0{,}693}{1.601 \text{ años}} = 4{,}33 \cdot 10^{-4} \text{ año}^{-1}$$

La cantidad de radio que queda al cabo del tiempo propuesto, (2019 – 1898) = 121 años, es:

$$\ln \frac{A}{16{,}7} = -(4{,}33 \cdot 10^{-4} \text{ año}^{-1}) \cdot (121 \text{ años})$$

Se obtiene, $A = 15{,}8 \text{ mg } ^{226}\text{Ra}$

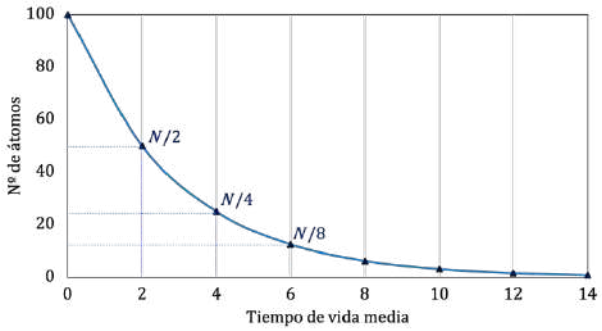
La respuesta correcta es la **c**.

2.9. Si un determinado isótopo presenta un tiempo de vida media de 2 h, la fracción del mismo que quedará sin descomponer transcurridas 6 h, será:
a) 1/8
b) 1/6
c) 1/4
d) 1/3

(O.Q.L. Murcia 2020)

La vida media de un isótopo se define como el tiempo que transcurre hasta que la muestra radiactiva se reduce a la mitad.

Teniendo en cuenta que el tiempo transcurrido es 3 veces la vida media, la fracción de isótopo sin desintegrar al cabo de ese tiempo es 1/8 de la inicial.



La respuesta correcta es la **a**.

2.10. Un curie (Ci) es una medida de:
a) Velocidad
b) Actividad radiactiva
c) Absorción
d) Masa

(O.Q.L. Madrid 2020)

El curie, Ci, es una unidad de actividad radiactiva que equivale a $3{,}7 \cdot 10^{-10}$ becquerel, Bq, (desintegraciones s^{-1}) que es la unidad en el S.I.

La respuesta correcta es la **b**.

2.11. El ^{210}Po es un excelente emisor de partículas alfa que se desintegra para formar el isótopo estable ^{206}Pb. Además, es altamente tóxico y su dosis letal media para una persona de 80 kg es 0,890 μg. Este isótopo fue utilizado para asesinar al ex agente del KGB Alexander Litvinenko. Suponiendo que se le administró el triple de dicha dosis y que murió al cabo de 22 días, ¿qué cantidad de ^{210}Po quedaba en el interior de su cuerpo al morir?
a) 2,39 μg
b) 0,28 μg
c) 0,89 μg
d) Al tener un periodo de desintegración tan pequeño se desintegra toda la muestra.
(Dato. Periodo de semidesintegración del ^{210}Po = 138,4 días).

(O.Q.L. Madrid 2020)

La ecuación que permite calcular la cantidad de isótopo que queda al cabo de un cierto tiempo es:

$$\ln \frac{A}{A_0} = -\lambda t$$

La relación existente entre la constante radiactiva y el periodo de semidesintegración viene dado por la expresión:

$$\lambda = \frac{\ln 2}{t_{½}}$$

El valor de la constante es:

$$\lambda = \frac{0{,}693}{138{,}4 \text{ días}} = 5{,}01 \cdot 10^{-3} \text{ día}^{-1}$$

La cantidad de polonio que queda al cabo del tiempo propuesto es:

$$\ln \frac{A}{3 \cdot 0{,}890} = -(5{,}01 \cdot 10^{-3}\ \text{día}^{-1}) \cdot (22{,}0\ \text{días})$$

Se obtiene, $A = 2{,}39\ \mu\text{g}\ {}^{210}\text{Po}$

La respuesta correcta es la **a**.

2.12. Una muestra que contiene un isótopo radiactivo produce 2.000 cuentas por minuto en un contador Geiger. Después de 120 h, la muestra produce 250 recuentos por minuto. ¿Cuál es la vida media del isótopo?
a) 15 h
b) 30 h
c) 40 h
d) 60 h

(O.Q.L. Madrid 2021)

La ecuación que permite calcular la cantidad de isótopo que queda al cabo de un cierto tiempo es:

$$\ln \frac{A}{A_0} = -\lambda t$$

A partir de los datos propuestos se puede obtener el valor de la constante de velocidad:

$$\ln \frac{250}{2.000} = \lambda \cdot (120\ \text{h}) \qquad \rightarrow \qquad \lambda = 0{,}0173\ \text{h}^{-1}$$

La relación existente entre la constante radiactiva y el tiempo de semidesintegración o vida media viene dado por la expresión:

$$\lambda = \frac{\ln 2}{t_{½}}$$

El valor de la vida media es:

$$t_{½} = \frac{0{,}693}{0{,}0173\ \text{h}^{-1}} = 40{,}0\ \text{h}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3. REACCIONES NUCLEARES. ENERGÍA Y ESTABILIDAD

3.1. La energía asociada con la emisión de una partícula del $^{238}_{92}U$, correspondiente a la reacción:

$$^{238}_{92}U \rightarrow {}^{234}_{90}Th + {}^{4}_{2}He \quad \text{es:}$$

a) 4,2 MeV
b) 2 MeV
c) 18,4 MeV
d) 1,7 MeV
e) 6,5 MeV
(Datos. Masas atómicas (u): $^{238}_{92}U$ = 238,0508; $^{234}_{90}Th$ = 234,0437; $^{4}_{2}He$ = 4,0026. 1 J = 6,2414·10^{12} MeV; 1 u = 1,66·10^{-24} g).

(O.Q.N. Barcelona 2001)

El cambio de masa que se registra en la emisión de una partícula alfa es:

$$\Delta m = [(234{,}0437 + 4{,}0026)]\ \text{u} - 238{,}0508\ \text{u} = -0{,}0045\ \text{u}$$

es la masa que se convierte en energía de acuerdo con la ecuación $E = m\,c^2$.

$$E = (-0{,}0045\ \text{u}) \cdot \frac{1{,}66\cdot10^{-24}\ \text{g}}{1\ \text{u}} \cdot \frac{1\ \text{kg}}{10^3\ \text{g}} \cdot (2{,}998\cdot10^8\ \text{m s}^{-1})^2 \cdot \frac{6{,}2414\cdot10^{12}\ \text{MeV}}{1\ \text{J}} = -4{,}2\ \text{MeV}$$

El signo negativo indica que se trata de energía desprendida.

La respuesta correcta es la **a**.

3.2. Indique la proposición correcta:
a) La reacción $^{24}_{12}Mg + {}^{4}_{2}He \rightarrow {}^{27}_{14}Si + {}^{1}_{0}n$, es una reacción de fusión.
b) La reacción $^{235}_{92}U + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{97}_{40}Zr + {}^{137}_{52}Te + 2\ {}^{1}_{0}n$, es una reacción de bombardeo.
c) La reacción $^{85}_{37}Rb + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{84}_{37}Rb + 2\ {}^{1}_{0}n$, es una reacción de fisión.
d) La reacción $^{2}_{1}H + {}^{3}_{1}H \rightarrow {}^{4}_{2}He + {}^{1}_{0}n$, es una reacción de fusión.
e) El $^{14}_{6}C$ muestra la misma actividad nuclear que el $^{12}_{6}C$.

(O.Q.N. Barcelona 2001)

---

a) Falso. La reacción $^{24}_{12}Mg + {}^{4}_{2}He \rightarrow {}^{27}_{14}Si + {}^{1}_{0}n$, es una reacción de bombardeo.

b) Falso. La reacción $^{235}_{92}U + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{97}_{40}Zr + {}^{137}_{52}Te + 2\ {}^{1}_{0}n$, es una reacción de fisión.

c) Falso. La reacción $^{85}_{37}Rb + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{84}_{37}Rb + 2\ {}^{1}_{0}n$, es una reacción de bombardeo.

d) **Verdadero**. La reacción $^{2}_{1}H + {}^{3}_{1}H \rightarrow {}^{4}_{2}He + {}^{1}_{0}n$, es una reacción de fusión.

e) Falso. El $^{14}_{6}C$ no muestra la misma actividad nuclear que el $^{12}_{6}C$.

La respuesta correcta es la **d**.

3.3. La energía desprendida en la emisión α del ^{146}Sm, de acuerdo con la reacción:

$$^{146}_{62}Sm \rightarrow {}^{142}_{60}Nd + {}^{4}_{2}He \quad \text{es:}$$

a) 2,547·10^3 MeV
b) 2,547 MeV
c) 1,532·10^{24} MeV
d) 4,03 MeV
e) 4,083·10^3 MeV
(Datos. Masas atómicas (u): $^{146}_{62}Sm$ = 145,913053; $^{142}_{60}Nd$ = 141,907719; $^{4}_{2}He$ = 4,0026. 1 J = 6,2414·10^{12} MeV; 1 u = 1,66·10^{-24} g).

(O.Q.N. Madrid 2015)

El cambio de masa que se registra en la emisión de una partícula alfa es:

$$\Delta m = [(141{,}907719 + 4{,}0026)]\ \text{u} - 145{,}913053\ \text{u} = -0{,}002734\ \text{u}$$

es la masa que se convierte en energía de acuerdo con la ecuación $E = m\,c^2$.

$$E = (-0{,}002734\ \text{u}) \cdot \frac{1{,}66\cdot 10^{-24}\ \text{g}}{1\ \text{u}} \cdot \frac{1\ \text{kg}}{10^3\ \text{g}} \cdot (2{,}998\cdot 10^8\ \text{m s}^{-1})^2 \cdot \frac{6{,}2414\cdot 10^{12}\ \text{MeV}}{1\ \text{J}} = -2{,}546\ \text{MeV}$$

El signo negativo indica que se trata de energía desprendida.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Barcelona 2001).

3.4. El isótopo más abundante de Pb contiene 82 protones y 124 neutrones reunidos en su núcleo. ¿Qué hace que los protones, a pesar de su carga positiva, se mantengan unidos tan próximos?
a) Los electrones de la corteza neutralizan las fuerzas repulsivas entre los protones.
b) Los neutrones bloquean la carga de los protones y previenen su repulsión.
c) Las fuerzas electrostáticas entre neutrones y protones mantienen la unidad del núcleo.
d) Las fuerzas nucleares son superiores a las fuerzas repulsivas que se dan entre protones.

(O.Q.L. Murcia 2015)

La estabilidad nuclear es debida a que las fuerzas nucleares debidas a la transformación de masa en energía son superiores a las fuerzas de repulsión culombiana existentes entre los protones.

La respuesta correcta es la **d**.

3.5. Elija la opción correcta para completar la reacción nuclear que da lugar al isótopo de flúor indicado:

$$\ldots + {}^{2}_{1}\text{D} \rightarrow {}^{18}\text{F} + \alpha$$

a) ${}^{20}\text{Ne} + {}^{4}_{2}\text{He}$
b) ${}^{20}\text{Ne} + \alpha$
c) ${}^{20}\text{Ne}$
d) ${}^{20}\text{Ne} + \beta^-$

(O.Q.N. Alcalá 2016)

Se trata de una reacción nuclear en la que el proyectil es un deuterón y, además de formarse el isótopo de flúor ($Z = 9$) se emite una partícula α, ${}^{4}_{2}\text{He}$. Se debe cumplir que $\Delta Z = \Delta A = 0$, por tanto:

$${}^{20}_{10}\text{Ne} + {}^{2}_{1}\text{D} \rightarrow {}^{18}_{9}\text{F} + {}^{4}_{2}\text{He}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.6. En un reactor nuclear se emplean varillas de grafito para que:
a) Reaccionen con el uranio y se libere energía.
b) Al arder enciendan el reactor.
c) Se favorezca la formación de neutrones.
d) Se modere la velocidad de la reacción nuclear

(O.Q.L. Murcia 2020)

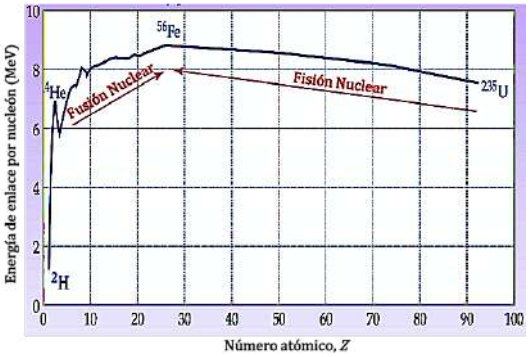
Las varillas de grafito que existen en los reactores nucleares actúan como adsorbente de neutrones y por ello sirven para controlar la cantidad de fisiones producidas por estos moderando así la velocidad de la reacción de fisión.

La respuesta correcta es la **d**.

3.7. La nucleosíntesis estelar es el proceso mediante el cual las reacciones nucleares en el interior de las estrellas generan nuevos elementos químicos. Entre estas reacciones se encuentra la fusión nuclear, dominante en las primeras etapas de la vida de la estrella, hasta alcanzar un determinado elemento a partir del cual la fusión ya no es una reacción exotérmica. ¿De qué elemento se trata?
a) Fe
b) Si
c) Co
d) Kr

(O.Q.L. Madrid 2020)

Se trata del hierro (Fe) y se debe a que los núcleos de estos átomos son los que tienen una mayor energía de enlace por nucleón, lo que los hace muy estables. Los núcleos de elementos más ligeros tienden a la fusión nuclear y los más pesados a la fisión nuclear.



La respuesta correcta es la **a**.

IV. QUÍMICA ORGÁNICA

1. GRUPOS FUNCIONALES. NOMENCLATURA Y FORMULACIÓN

1.1. El grupo funcional nitrilo es:
a) $-NO_2$
b) $-NH_2$
c) –NH–
d) Ninguno de los anteriores.

(O.Q.L. Murcia 1996)

Los cianuros o nitrilos se caracterizan porque tienen el grupo funcional $-C\equiv N$.

La respuesta correcta es la **d**.

1.2. La urea es una:
a) Amina
b) Cetona
c) Hormona
d) Amida

(O.Q.L. Murcia 1998)

La urea o carbamida tiene por fórmula semidesarrollada, NH_2CONH_2, en la que se observa que presenta el grupo funcional amida, $-CO-NH_2$.

La respuesta correcta es la **d**.

1.3. En química orgánica, un grupo funcional —combinación de átomos y enlaces— es el responsable de la reactividad química de un tipo de compuestos ¿Cuál es el grupo funcional característico de una amida primaria?
a) $CONH_2$
b) CO_2NH_2
c) CN
d) CO_2NH
e) $-NH_2$
f) –NH–

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. La Rioja 2017) (O.Q.L. Madrid 2018)

El grupo funcional amida es $-CO-NH_2$.

La respuesta correcta es la **a**.

(En Madrid 2018 se mejora el enunciado de la pregunta).

1.4. ¿En cuál de las siguientes especies químicas existe un triple enlace carbono-nitrógeno?
a) Etanoamida
b) Propanonitrilo
c) Metilamina
d) Trimetilamina

(O.Q.L. Murcia 2000)

La fórmula semidesarrollada del propanonitrilo es:

$$CH_3CH_2C\equiv N$$

como se observa, presenta un triple enlace entre los átomos de carbono y nitrógeno.

La respuesta correcta es la **b**.

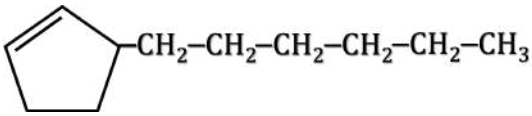
1.5. ¿Cuál de los siguientes nombres debe darse, correctamente, a la especie química cuya fórmula semidesarrollada es $CH_3CH_2COCH_3$?
a) 3-Butanona
b) 2-Butanona
c) Butanona
d) Metilpropanona

(O.Q.L. Murcia 2000)

El nombre correcto es butanona, no es necesario colocar el localizador ya que el grupo carbonilo solo puede estar situado en ese átomo de carbono.

La respuesta correcta es la **c**.

1.6. El nombre correcto del compuesto de fórmula estructural es, según la nomenclatura IUPAC:



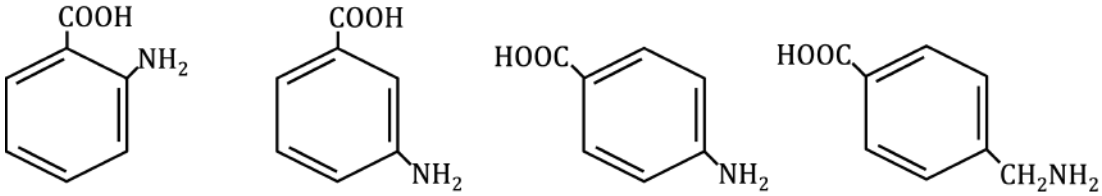
a) 2-Hexilciclopenteno
b) 5-Hexilciclopenteno
c) 1-(2-Ciclopentenil)hexano
d) 3-Hexilciclopenteno

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

Se elige como cadena principal la que tiene más átomos de carbono (hexano) que tiene en el carbono 1 un radical ciclopentanilo, que a su vez presenta una insaturación en el carbono 2, por tanto, el nombre del compuesto es 1-(2-ciclopentenil)hexano.

La respuesta correcta es la **c**.

1.7. Algunas lociones utilizadas para protegernos de las quemaduras del sol contienen cierta cantidad de ácido p-aminobencenocarboxílico (parabeno), cuya fórmula es:



a) **b)** **c)** **d)**

(O.Q.L. Murcia 2001)

El compuesto es un ácido carboxílico aromático que en posición para (posiciones 1,4) tiene un grupo amino, $-NH_2$.

La respuesta correcta es la **c**.

1.8. ¿Cuál de los siguientes compuestos no es aromático?
a) Tolueno
b) Benceno
c) Fenol
d) Acetileno

(O.Q.L. Murcia 2001)

De los compuestos propuestos, el único que no es un hidrocarburo aromático es el acetileno que es un hidrocarburo acetilénico y cuya fórmula semidesarrollada es CH≡CH.

La respuesta correcta es la **d**.

1.9. ¿Cuál de las siguientes fórmulas corresponde al metanal?
a) CH_3O
b) CH_2O
c) CHO
d) C_2H_4O

(O.Q.L. Murcia 2002)

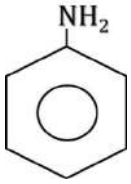
La fórmula semidesarrollada del metanal es HCHO y su fórmula molecular es CH_2O.

La respuesta correcta es la **b**.

1.10. La fórmula de la anilina es:
a) C_2H_6O
b) C_6H_7N
c) $C_6H_5NO_2$
d) C_2H_7N

(O.Q.L. Murcia 2002)

La anilina es una amina aromática cuya fórmula molecular es C_6H_7N y su fórmula estructural es:



La respuesta correcta es la **b**.

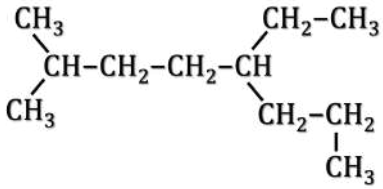
1.11. Un compuesto orgánico tiene de fórmula molecular C_2H_4O. Indique su nombre entre los siguientes:
a) Etanal
b) Etanol
c) Etano
d) Ácido etanoico

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. Asturias 2021)

La fórmula del hidrocarburo saturado de dos carbonos es C_2H_6, como el compuesto propuesto tiene dos átomos de hidrógeno menos quiere decir que tiene una insaturación, que está entre los átomos de carbono y oxígeno, por tanto, el compuesto propuesto es un aldehído, etanal, cuya fórmula semidesarrollada es CH_3CHO.

La respuesta correcta es la **a**.

1.12. El nombre sistemático de la sustancia:



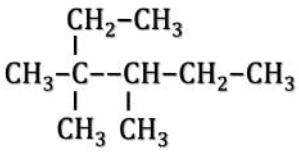
es:
a) 5-Etil-2-metiloctano
b) 2-Metil-5-etiloctano
c) 2-Metil-5-propilheptano
d) 1,6-Dimetil-3-etilheptano

(O.Q.L. Murcia 2003)

La cadena más larga consta de ocho átomos de carbono y, en los carbonos 2 y 5 tiene radicales metil y etil, respectivamente. El nombre del hidrocarburo es 5-etil-2-metiloctano.

La respuesta correcta es la **a**.

1.13. El nombre de este hidrocarburo es:



a) 3,4-Dimetil-4-etilpentano
b) Isopropilpentano
c) 3,3,4-Trimetilhexano
d) 2,3-Dimetil-2-etilpentano

(O.Q.L. Murcia 2004)

La cadena más larga consta de seis átomos de carbono y, en los carbonos 3, 3 y 4 hay radicales metilo. El nombre del hidrocarburo es 3,3,4-trimetilhexano.

La respuesta correcta es la **c**.

1.14. ¿Cuál de los siguientes compuestos es un éster?
a) $CH_3-CO-CH_2OH$
b) $CH_3-COO-CH_3$
c) $CH_3-CO-CH_3$
d) CH_3-O-CH_3

(O.Q.L. Murcia 2004)

a) Falso. Es una cetona sustituida. Su nombre es hidroxiacetona o hidroxipropanona.

b) **Verdadero**. Es un éster y su nombre es acetato de metilo o etanoato de metilo.

c) Falso. Es una cetona. Su nombre es acetona o propanona.

d) Falso. Es un éter. Su nombre es dimetiléter o metoximetano.

La respuesta correcta es la **b**.

1.15. Señale el tipo de hidrocarburos al cual pertenece cada uno de los siguientes compuestos:
i) Propano ii) Ciclopropano iii) Benceno iv) Pentano v) Ciclohexano
a) i-iv: alifáticos ii-v: cíclicos iii: aromáticos
b) i-v: alifáticos ii-v: cíclicos iv: aromáticos
c) i-iv: alifáticos ii-iii: cíclicos iv: aromáticos
d) i-iv: alifáticos iii-v: cíclicos ii: aromáticos

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

- Propano (i) y pentano (iv) son hidrocarburos alifáticos o de cadena abierta.
- Ciclopropano (ii) y ciclohexano (v) son hidrocarburos cíclicos o de cadena cerrada.
- Benceno (iii) es un hidrocarburo aromático.

La respuesta correcta es la **a**.

1.16. Las aminas pueden considerarse como:
derivados de _____ y se clasifican según el _____ de grupos ligados al nitrógeno.
a) la hidracina - número
b) el amoníaco - número
c) los nitrilos - número
d) los nitrilos - orden

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

Las aminas pueden considerarse como derivados del amoníaco en el que los átomos de hidrógeno se reemplazan por un número determinado de radicales alquílicos o arílicos. Si se reemplaza:

- un átomo de hidrógeno por un radical → amina primaria
- dos átomos de hidrógeno por dos radicales → amina secundaria
- tres átomos de hidrógeno por tres radicales → amina terciaria

La respuesta correcta es la **b**.

1.17. Una sustancia orgánica con fórmula empírica C_3H_6O podría ser:
a) Fenol
b) Acetona
c) Ácido propanoico
d) Isopropanol

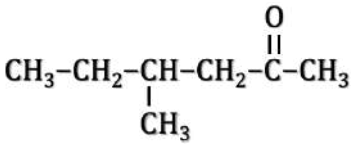
(O.Q.L. Murcia 2005)

La fórmula molecular del hidrocarburo saturado de tres carbonos es C_3H_8, como el compuesto propuesto tiene dos átomos de hidrógeno menos quiere decir que contiene una insaturación, que se encuentra entre los átomos de carbono y oxígeno, por tanto, el compuesto resultante debe ser un aldehído, una cetona o un alcohol o éter insaturado.

Entre las sustancias propuestas solo figura una cetona, la acetona o propanona cuya fórmula semidesarrollada es CH_3COCH_3.

La respuesta correcta es la **b**.

1.18. Cuál es el nombre IUPAC correcto de la estructura:



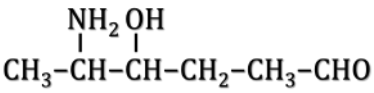
a) 3-Metilhexan-5-ona
b) 2-Metilhexan-4-ona
c) 4-Metilhexan-2-ona
d) 3-Metilhexan-2-ona
e) 3-Metilhexan-2-ol

(O.Q.L. País Vasco 2005) (O.Q.L. País Vasco 2008)

La cadena principal es la más larga que contenga el grupo funcional con mayor prioridad. Aquí es el grupo carbonilo, por tanto, el nombre del compuesto es 4-metilhexan-2-ona.

La respuesta correcta es la **c**.

1.19. ¿Cuál es el nombre IUPAC para la siguiente estructura?



a) 4-Amino-3-hidroxi-1-pentanocarbaldehído
b) 4-Hidroxi-5-aminohexanal
c) 2-Amino-3-hidroxi-6-hexanal
d) 5-Amino-4-hidroxihexanal
e) Ninguno de ellos.

(O.Q.L. País Vasco 2006)

La cadena principal es la más larga que contenga el grupo funcional con mayor prioridad, en este el carbonilo, por tanto, el nombre del compuesto es 5-amino-4-hidroxihexanal.

La respuesta correcta es la **d**.

1.20. La fórmula $C_3H_8O_3$ corresponde a:
a) Glicerina
b) Ácido propanoico
c) Hemiglucosa levógira
d) Propanona

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Galicia 2014)

La fórmula del hidrocarburo saturado de tres carbonos es C_3H_8 y como la fórmula propuesta tiene los mismos átomos de hidrógeno quiere decir que el compuesto no presenta ninguna insaturación.

Una sustancia compatible con la fórmula molecular propuesta es la glicerina o 1,2,3-propanotriol cuya fórmula estructural es $CH_2OHCHOHCH_2OH$.

La respuesta correcta es la **a**.

1.21. La fórmula general de un hidrocarburo de saturado de cadena abierta es:
a) C_nH_{2n-2}
b) C_nH_{2n+2}
c) C_nH_n
d) Ninguna de ellas.

(O.Q.L. Murcia 2006)

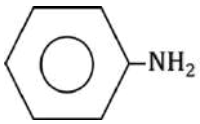
Los hidrocarburos saturados tienen todos los enlaces sencillos y su fórmula general es C_nH_{2n+2}.

La respuesta correcta es la **b**.

1.22. La anilina es:
a) Alcohol
b) Aldehído
c) Amina
d) Cetona

(O.Q.L. Murcia 2006)

La anilina es una amina aromática y su fórmula estructural es:



La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2002).

1.23. La fórmula CH_3CONH_2 corresponde a:
a) Amida del ácido fórmico
b) Acetamida
c) Ácido acetánico
d) Acetonitrilo

(O.Q.L. Murcia 2007)

Las amidas se caracterizan porque tienen el grupo funcional $-CO-NH_2$. Como la sustancia propuesta tiene dos átomos de carbono su nombre es acetamida o etanamida.

La respuesta correcta es la **b**.

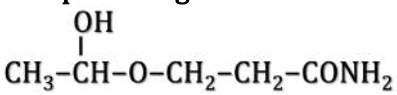
1.24. Respecto al compuesto que tiene de fórmula $CH_2{=}CHCH_2COOH$ puede decirse que:
a) Se trata de un aldehído, de nombre 3-butenal.
b) Es isómero de la butanona.
c) Su nombre es ácido 1-butenoico.
d) Es un ácido carboxílico.

(O.Q.L. Murcia 2007)

La sustancia propuesta contiene el grupo carboxilo, –COOH, por tanto, se trata de un ácido que, además, tiene un doble enlace por lo que es insaturado. Su nombre es ácido 3-butenoico o buten-3-oico.

La respuesta correcta es la **d**.

1.25. ¿Cuál es el nombre IUPAC correcto para la siguiente estructura?



a) 5-Hidroxi-4-éter-hexanamida
b) 4-Hidroxi-3-oxo-pentanocarbamida
c) 2-Hidroxietil-2-aminocarbonil éter
d) 5-Hidroxi-4-oxahexanamida
e) Ninguno de ellos.

(O.Q.L. País Vasco 2007)

La cadena principal es la más larga que contenga el grupo funcional con mayor prioridad, en este caso amida, por tanto, el nombre del compuesto es 5-hidroxi-4-oxahexanamida.

La respuesta correcta es la **d**.

1.26. Dados los compuestos:
$CH_3CHOHCH_3$ $CH_3CHNH_2CH_3$
se puede decir que:
a) El alcohol es primario.
b) La amina es secundaria.
c) La amina es primaria.
a) El alcohol y la amina son primarios.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

▪ El compuesto $CH_3CHOHCH_2OH$ es el 2-propanol, un alcohol secundario, ya que el grupo funcional hidroxilo (–OH) se encuentra unido a un carbono secundario.

▪ El compuesto $CH_3CHNH_2CH_3$ es la metiletilamina o isopropilamina, una amina primaria, ya que el grupo funcional amino ($-NH_2$) se encuentra unido a un único radical alquílico.

La respuesta correcta es la **c**.

1.27. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es verdadera?
a) CH_3NH_2: metilamida
b) CH_3CH_2OH: etanal
c) HCOOH: ácido metanoico (fórmico)
d) CH_3OCH_3: dimetilcetona

(O.Q.L. La Rioja 2007)

a) Falso. CH_3NH_2 es metilamina.

b) Falso. CH_3CH_2OH es etanol.

c) **Verdadero**. HCOOH es ácido metanoico o fórmico.

d) Falso. CH_3OCH_3 es dimetiéter.

La respuesta correcta es la **c**.

1.28. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es verdadera?
a) $CH_3CH(OH)CH_2CH_3$: 2-butanol
b) CH_3CH_2COOH: ácido butanoico
c) $CH_3CH_2NH_2$: etilamida
d) $CH_3CHClCH_3$: cloropropano

(O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2018)

a) **Verdadero**. $CH_3CHOHCH_2CH_3$ es 2-butanol.

b) Falso. CH_3CH_2COOH es ácido propanoico.

c) Falso. $CH_3CH_2NH_2$ es etilamina.

d) Falso. $CH_3CHClCH_3$ es 2-cloropropano.

La respuesta correcta es la **a**.

1.29. ¿Cuál de los siguientes compuestos es un nitrilo?
a) $CH_3CH_2NH_2$
b) CH_3CONH_2
c) $CH_3CH{=}NOH$
d) CH_3CH_2CN
e) $CH_3CH_3CH{=}NH$

(O.Q.N. Castellón 2008)

Los cianuros o nitrilos son compuestos orgánicos que tienen el grupo funcional $-C{\equiv}N$. De los compuestos propuestos el único que lo contiene es el CH_3CH_2CN cuyo nombre es o propanonitrilo o cianuro de etilo.

La respuesta correcta es la **d**.

1.30. La fórmula empírica C_6H_{14} corresponde a un hidrocarburo:
a) Saturado de cadena abierta.
b) Saturado cíclico.
c) Que contiene dos dobles enlaces C–C.
d) Que contiene un triple enlace C–C.

(O.Q.L. Murcia 2008)

Los hidrocarburos saturados tienen todos los enlaces sencillos y su fórmula general es C_nH_{2n+2}. La fórmula propuesta, C_6H_{14}, que es no empírica sino molecular, obedece a la fórmula general para un hidrocarburo saturado de cadena abierta de 6 carbonos.

La respuesta correcta es la **a**.

1.31. ¿Cuál de las siguientes fórmulas corresponde a un éter?
a) CH_3COCH_3
b) CH_3OCH_3
c) CH_3COOH
d) CH_3COOCH_3
e) HCOH

(O.Q.N. Ávila 2009)

a) Falso. El compuesto CH_3COCH_3 es una cetona. Su nombre es acetona o propanona.

b) **Verdadero**. El compuesto CH_3OCH_3 es un éter. Su nombre es dimetiléter o metoximetano.

c) Falso. El compuesto CH_3COOH es un ácido. Su nombre es ácido acético o etanoico.

d) Falso. El compuesto CH_3COOCH_3 es un éster. Su nombre es acetato de metilo o etanoato de metilo.

e) Falso. El compuesto HCOH es un aldehído. Su nombre es formaldehído o metanal

La respuesta correcta es la **b**.

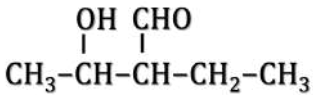
1.32. ¿Qué grupos funcionales presentan un enlace C=O?
a) Ácido, aldehído, alcohol
b) Aldehído, cetona, ácido
c) Cetona, éter, ácido
d) Ácido, éter, alcohol

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

El grupo carbonilo, C=O, se encuentra presente en aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos y ésteres.

La respuesta correcta es la **b**.

1.33. ¿Cuál es el nombre correcto, según la IUPAC, del compuesto cuya fórmula se muestra?



a) 3-Etil-2-hidroxibutanal
b) 2-Etil-3-hidroxibutanal
c) 2-Etil-1,2-butanodiol
d) 2-Etil-3-ol-butanal
e) 2,3-Pentanodiol

(O.Q.L. País Vasco 2009) (O.Q.L. Asturias 2021)

Se elige como cadena principal la que contiene las dos funciones, CHO y OH. El nombre del compuesto propuesto es 2-etil-3-hidroxibutanal.

La respuesta correcta es la **b**.

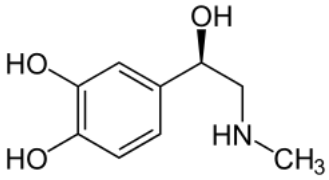
1.34. ¿Qué clase de compuestos no incluyen un enlace C=O en sus moléculas?
a) Alcoholes
b) Ésteres
c) Amidas
d) Ácidos

(O.Q.L. La Rioja 2010)

Los alcoholes son compuestos orgánicos que tienen el grupo funcional hidroxilo, –OH. El resto de los compuestos propuestos, ésteres, amidas y ácidos carboxílicos, incluyen en su estructura el grupo funcional carbonilo, C=O.

La respuesta correcta es la **a**.

1.35. La siguiente fórmula corresponde a la molécula de la adrenalina.



De acuerdo con ella, se puede establecer que las funciones orgánicas presentes en la adrenalina son:
a) Alcohol y amina
b) Alcohol y amida
c) Aldehído y amida
d) Amina y éster

(O.Q.L. Asturias 2010) (O.Q.L. Murcia 2013)

La molécula presenta:

- una función alcohol (R–OH)
- una función amina (R–NH–R)

La respuesta correcta es la **a**.

1.36. La fórmula HOC—CHO corresponde al:
a) Etanal
b) Dihidroxietano
c) Etanodiol
d) Etanodial

(O.Q.L. Murcia 2010)

Se trata del etanodial, un aldehído que presenta grupos funcionales carbonilo, C=O, en ambos carbonos.

La respuesta correcta es la **d**.

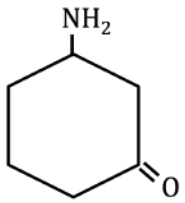
1.37. El benceno y el ciclohexano son:
a) Hidrocarburos
b) Isómeros
c) Semejantes
d) Isologos

(O.Q.L. Murcia 2010)

El benceno, C_6H_6, y el ciclohexano, C_6H_{12}, son hidrocarburos, el primero es un aromático y el segundo un cicloalcano.

La respuesta correcta es la **a**.

1.38. ¿Cuál es el nombre correcto, según la IUPAC, del compuesto cuya fórmula se muestra?



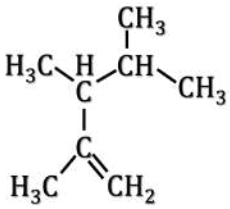
a) 3-Aminociclohexanona
b) 5-Aminociclohexanona
c) 3-Ona-ciclohexanamina
d) Ciclohexan-3-oxo-amina
e) 3-Oxociclohexanoamina

(O.Q.L. País Vasco 2010)

Se trata de una cetona cíclica y el nombre del compuesto es 3-aminociclohexanona.

La respuesta correcta es la **a**.

1.39. Cuál es el nombre correcto para la estructura:



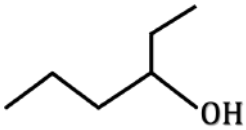
a) 2-Isopropil-1-buteno
b) 2,3-Dimetil-2-hexeno
c) 2-Metil-3-isopropil-1-buteno
d) 2,3,4-Trimetil-1-penteno

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

La cadena más larga que tenga la insaturación consta de cinco átomos de carbono y, en los carbonos 2, 3 y 4 hay radicales metilo, por tanto, el nombre del hidrocarburo es 2,3,4-trimetil-1-penteno.

La respuesta correcta es la **d**.

1.40. Indique el nombre IUPAC para la siguiente molécula:



a) 1-Etilbutan-1-ol
b) Hexan-3-ol
c) Hexan-4-ol
d) 3-Hidroxihexano

(O.Q.L. País Vasco 2011)

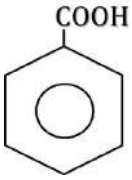
Se trata de un alcohol secundario alifático y su nombre es hexan-3-ol.

La respuesta correcta es la **b**.

1.41. La fórmula empírica del ácido benzoico es:
a) HBO_2
b) $C_5H_2O_2$
c) $C_7O_2H_6$
d) HBe

(O.Q.L. Murcia 2011)

El ácido benzoico es un ácido carboxílico aromático y su fórmula estructural es:



La fórmula empírica y molecular que le corresponde es $C_7H_6O_2$.

La respuesta correcta es la **c**.

1.42. ¿Cuál es la fórmula de la etilpropilamina?
a) $CH_3CH_2CH_2NH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$
b) $CH_3CH_2NH_2CH_2CH_2CH_3$
c) $CH_3CH_2NHCH_2CH_2CH_3$
d) $CH_3CH_2NCH_2CH_2CH_3$

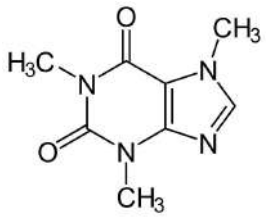
(O.Q.L. La Rioja 2011)

De todas las fórmulas propuestas la única que corresponde a una amina secundaria (R_1–NH–R_2) es:

$CH_3CH_2NHCH_2CH_2CH_3$ N-etilpropilamina

La respuesta correcta es la **c**.

1.43. La cafeína tiene la siguiente fórmula estructural:
Su fórmula empírica es:
a) $C_6H_{12}N_4O_2$
b) $C_8H_{12}N_4O_2$
c) $C_8H_{10}N_4O_2$
d) $C_6H_{11}N_4O_2$
e) $C_7H_{12}N_4O_2$

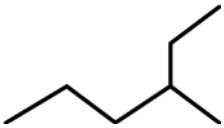


(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.L. Galicia 2017)

La fórmula empírica o sencilla de la cafeína es $C_8H_{10}N_4O_2$.

La respuesta correcta es la **c**.

1.44. ¿Cuál es el nombre según la IUPAC para la siguiente molécula?



a) Heptano
b) 2-Etilpentano
c) 3-Metilhexano
d) 4-Etilpentano

(O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. La Rioja 2017)

La cadena más larga consta de seis átomos de carbono y, en el carbono 3 tiene un radical metilo. El nombre del hidrocarburo es 3-metilhexano.

La respuesta correcta es la **c**.

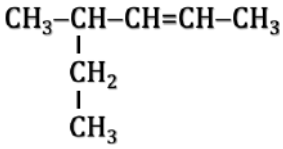
1.45. Un compuesto de fórmula empírica CH_2O, puede tratarse de:
a) Monocarburo hidratado
b) Formaldehído
c) Agua carbonatada
d) Esa fórmula no existe por razones estéricas.

(O.Q.L. Murcia 2012)

La fórmula semidesarrollada del metanal o formaldehído es HCHO y, su fórmula empírica y molecular es CH_2O.

La respuesta correcta es la **b**.

1.46. El nombre correcto del compuesto cuya fórmula se muestra, es:



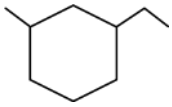
a) 3-Metil-4-hexeno
b) 4-Metil-2-hexeno
c) 2-Etil-2-penteno
d) 2-Etil-3-penteno

(O.Q.L. Asturias 2012)

La cadena más larga que contenga la insaturación tiene seis átomos de carbono y, en el carbono 4 presenta un radical metilo, por tanto, el nombre del hidrocarburo es 4-metil-2-hexeno.

La respuesta correcta es la **b**.

1.47. Indique el nombre IUPAC correcto para la siguiente molécula:



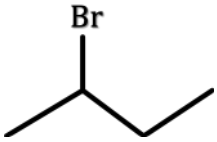
a) 1-Etil-3-metilciclohexano
b) 1-Metil-3-etilciclohexano
c) 3-Etil-1-metilciclohexano
d) 1-Etil-3-metilhexano

(O.Q.L. País Vasco 2012)

Se trata de un hidrocarburo cíclico saturado (cicloalcano) con dos radicales. El nombre del hidrocarburo es 1-etil-3-metilciclohexano.

La respuesta correcta es la **a**.

1.48. ¿Cuál es el nombre según la IUPAC para la siguiente molécula?



a) 2-Bromopropano
b) 2-Bromobutano
c) 3-Bromobutano
d) 3-Bromopentano

(O.Q.L. La Rioja 2013)

La cadena más larga consta de cuatro átomos de carbono y, en el carbono 2 tiene un átomo de bromo. El nombre del compuesto es 2-bromobutano.

La respuesta correcta es la **b**.

1.49. Si un compuesto orgánico tiene de fórmula molecular $C_2H_4O_2$ podría ser:
a) Etanol
b) Etanal
c) Etano
d) Ácido acético

(O.Q.L. Murcia 2013)

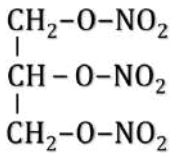
De los compuestos propuestos el único que posee dos átomos de hidrógeno es el ácido acético cuya fórmula semidesarrollada es CH_3COOH.

La respuesta correcta es la **d**.

1.50. Respecto de la nitroglicerina:
a) Tiene que guardarse en cajas de herméticas de plomo.
b) Se usa en medicina como vasodilatador.
c) Es el nombre químico del TNT
d) Fue descubierta por Alfred Nobel en 1895.

(O.Q.L. Murcia 2013)

La nitroglicerina o 1,2,3-trinitroxipropano es una sustancia altamente explosiva.



En 1867, Alfred Nobel descubrió que era más fácilmente manejable si era absorbida por un material poroso como la arcilla y a la mezcla la llamó dinamita. Además, en medicina se usa como vasodilatador para el tratamiento del infarto de miocardio.

La respuesta correcta es la **b**.

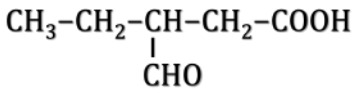
1.51. La fórmula de la 1,3-dihidroxipropanona es:
a) $CHO–CHOH–CH_2OH$
b) $CH_2OH–CHOH–CH_2OH$
c) $CH_2OH–CO–CH_2OH$
d) $CHO–CO–CHO$

(O.Q.L. Murcia 2014)

De los compuestos propuestos el único que presenta un grupo carbonilo en un carbono intermedio de la cadena y dos grupos hidroxilos en los extremos es, $CH_2OH–CO–CH_2OH$.

La respuesta correcta es la **c**.

1.52. ¿Cuál es el nombre correcto, según la IUPAC, del compuesto cuya fórmula se muestra?



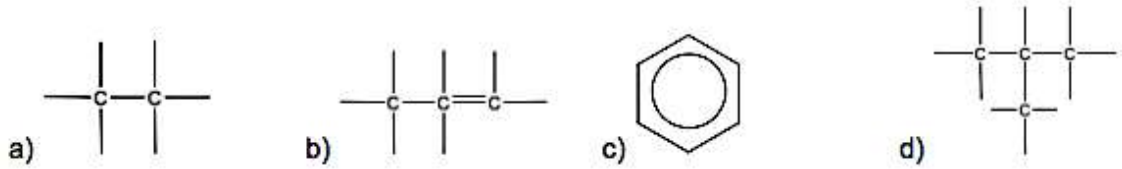
a) Ácido 3-formil-5-pentanoico
b) Ácido 3-metanalpentanoico
c) Ácido 3-formilpentanoico
d) 2-Etil-4-carboxibutanal
e) Ácido 3-formilbutanoico

(O.Q.L. País Vasco 2014)

Se elige como cadena principal la más larga que contenga el grupo carboxilo, –COOH. El nombre del compuesto es ácido 3-formilpentanoico.

La respuesta correcta es la **c**.

1.53. ¿Qué fórmula representa a un hidrocarburo alifático monoinsaturado?



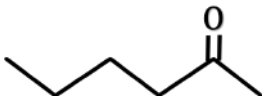
(O.Q.L. La Rioja 2015)

Si se trata de un hidrocarburo:

- alifático → de cadena abierta
- monoinsaturado → con un único doble o triple enlace

La respuesta correcta es la **b**.

1.54. Indique el nombre correcto del compuesto:



a) Pentanal
b) 2-Hexanona
c) 5-Hexanona
d) Metilpentiléter

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

La cadena principal es la más larga que contenga el grupo funcional con mayor prioridad, por tanto, el nombre del compuesto es 2-hexanona.

La respuesta correcta es la **b**.

1.55. La fórmula molecular C_2H_6O puede corresponder a un:
a) Ácido
b) Cetona
c) Éter
d) Éster

(O.Q.L. Valencia 2015)

A la vista de la fórmula molecular y comparándola con la del hidrocarburo saturado de dos carbonos, C_2H_6, se deduce que el compuesto propuesto no presenta ninguna insaturación y, que el átomo de oxígeno está situado en un grupo funcional oxi, –O–, o hidroxi, –OH.

En este caso se trata del grupo oxi y el compuesto es un éter, $CH_3–O–CH_3$ (metoximetano o dimetiléter).

La respuesta correcta es la **c**.

1.56. El compuesto orgánico de fórmula HCOOH se nombra como:
a) Propanol
b) Ácido acético
c) Ácido fórmico
d) Acetona

(O.Q.L. Murcia 2015)

Se trata de un ácido carboxílico, el ácido fórmico o metanoico.

La respuesta correcta es la **c**.

1.57. El acetonitrilo es un disolvente orgánico muy empleado en cromatografía líquida y se formula como:
a) CH_3CN
b) NCCN
c) $CH_3CH_2NO_2$
d) CH_3CH_2CN

(O.Q.L. Murcia 2015)

Los cianuros o nitrilos son compuestos orgánicos nitrogenados que contienen el grupo funcional –CN. El más sencillo que existe es el acetonitrilo o etanonitrilo cuya fórmula es CH_3CN.

La respuesta correcta es la **a**.

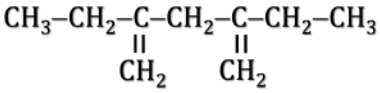
1.58. Los alquenos:
a) Tiene de fórmula empírica C_nH_{2n}.
b) Contienen una pequeña proporción de aluminio.
c) Se obtienen al tratar aluminio con sosa cáustica.
d) Solo contienen carbono, hidrógeno y oxígeno.

(O.Q.L. Murcia 2015)

Los alquenos u olefinas son hidrocarburos insaturados formados por carbono e hidrógeno que tienen por fórmula general C_nH_{2n} si contienen un único doble enlace entre carbonos.

La respuesta correcta es la **a**.

1.59. Nombre el siguiente compuesto:



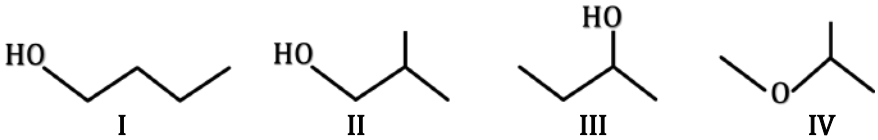
a) 2,4-Dietil-1,4-pentadieno
b) 3,5-Dimetilenheptano
c) 3,5-Vinilheptano
d) 3,5-Metilheptano

(O.Q.L. Asturias 2015)

La cadena más larga que contenga las insaturaciones tiene cinco átomos de carbono y, en los carbonos 2 y 4 tiene radicales etilo. El nombre del hidrocarburo es 2,4-dietil-1,4-pentadieno.

La respuesta correcta es la **a**.

1.60. De los siguientes compuestos oxigenados de fórmula general $C_4H_{10}O$, ¿cuál corresponde al isobutanol?



a) I
b) II
c) III
d) IV
e) I, II y III

(O.Q.L. País Vasco 2016)

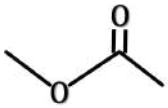
Los nombres de los compuestos propuestos son:

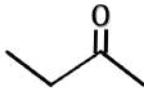
- Compuesto I → 1-butanol
- Compuesto II → isobutanol o metilpropanol
- Compuesto III → 2-butanol

- Compuesto IV → metoxi-1-metiletano

La respuesta correcta es la **b**.

1.61. Indique los nombres IUPAC correctos de los siguientes compuestos:





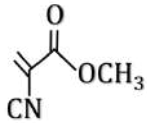
a) Acetato de etilo / butanal
b) Formiato de metilo / 3-butanona
c) Acetato de metilo / 2-butanona
d) Formiato de metilo / 2-butanona
e) Acetato de metilo / 3-butanona

(O.Q.L. País Vasco 2016)

Los nombres de los compuestos propuestos son: acetato de metilo / butanona.

La respuesta correcta es la **c**.

1.62. Respecto a la fórmula del cianocrilato, indique la opción correcta:
a) Es un derivado del ácido propiónico.
b) Presenta un doble enlace C=O.
c) Presenta un doble enlace C=N.
d) Presenta un grupo nitro en la molécula.



(O.Q.L. Murcia 2016)

Los cianocrilatos son sustancias utilizadas como pegamentos rápidos en su estructura contienen un grupo C=O y un grupo C≡N.

La respuesta correcta es la **b**.

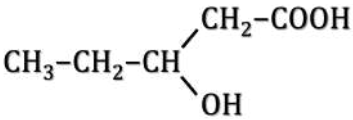
1.63. El nombre correcto del compuesto $CH_3CH(CH_3)CH_2COOH$ es:
a) Ácido pentanoico
b) Ácido 2-metilbutanoico
c) Ácido 2-metilpropanoico
d) Ácido 3-metilbutanoico

(O.Q.L. La Rioja 2016) (O.Q.L. La Rioja 2019)

El nombre correcto es ácido 3-metilbutanoico.

La respuesta correcta es la **d**.

1.64. Indique el nombre correcto de la molécula siguiente:



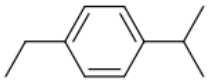
a) Ácido pentanoico-ol
b) Ácido 3-hidroxi-5-pentanoico
c) Ácido 3-hidroxipentanoico
d) Ácido 5-carboxi-5-pentanol

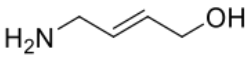
(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

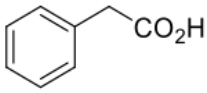
La cadena principal es la más larga que contenga el grupo funcional con mayor prioridad, en este el carboxilo, por tanto, el nombre es ácido 3-hidroxipentanoico.

La respuesta correcta es la **c**.

1.65. Indique el nombre IUPAC correcto para las siguientes moléculas, en el orden en que aparecen:







a) 4-Etil-1-isopropilbenceno, (E)-4-hidroxibut-2-en-1-amina y ácido 2-fenilacético.
b) 4-Etil-1-isopropilbenceno, (E)-4-hidroxibut-2-en-1-amina y ácido benzoico.
c) 1-Etil-4-isopropilbenceno, (E)-4-hidroxibut-2-en-1-amina y ácido 2-fenilacético.
d) 1-Etil-4-isopropilbenceno, (E)-4-aminobut-2-en-1-ol y ácido 2-fenilacético.
e) 1-Etil-4-isopropilbenceno, (E)-4-aminobut-2-en-1-ol y ácido benzoico.

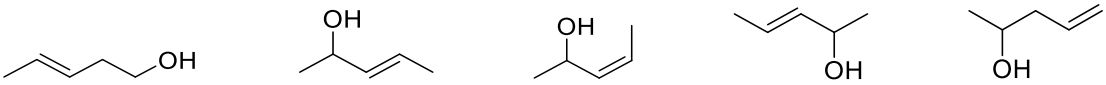
(O.Q.L. País Vasco 2017)

Los nombres de los compuestos son:

A = 1-etil-4-isopropilbenceno B = (E)-4-aminobut-2-en-1-ol C = ácido 2-fenilacético

La respuesta correcta es la **d**.

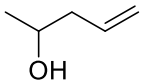
1.66. ¿Cuál de las siguientes estructuras hace referencia al compuesto de nombre pent-4-en-2-ol?



a) **b)** **c)** **d)** **e)**

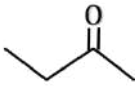
(O.Q.L. País Vasco 2017)

La estructura correspondiente al compuesto de nombre pent-4-en-2-ol es:



La respuesta correcta es la **e**.

1.67. Indique el nombre IUPAC correcto para la siguiente molécula:



a) 3-Butanona
b) 2-Butanona
c) 2-Butanal
d) 3-Butanal
e) 3-Butanoato

(O.Q.L. País Vasco 2017)

El nombre del compuesto propuesto es 2-butanona, aunque el localizador 2 no es necesario.

La respuesta correcta es la **b**.

1.68. Michael Faraday (1791–1857) está considerado como el experimentalista más importante de la historia de la ciencia. En 1825, en uno de sus experimentos realizados con alquitrán de hulla aisló un compuesto químico muy importante. ¿Cuál es?
a) Benceno
b) Glucosa
c) Ácido desoxirribonucleico
d) Ácido sulfúrico

(O.Q.L. Madrid 2017) (O.Q.L. Galicia 2021)

En 1825, Michael Faraday realizó la destilación fraccionada del alquitrán de hulla, sustancia formada por una mezcla de hidrocarburos aromáticos, bases nitrogenadas y fenoles, obteniendo el benceno.

La respuesta correcta es la **a**.

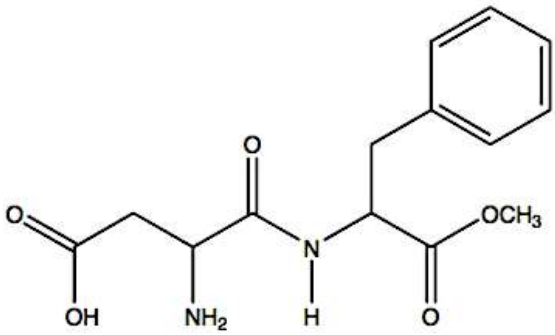
1.69. La fórmula CH_2=CHCHCOCH$_3$ corresponde a:
a) 2-Oxo-4-penteno
b) 4-Oxo-2-penteno
c) 2-Penten-4-ona
d) 4-Penten-2-ona

(O.Q.L. Murcia 2017)

Se trata de una cetona insaturada y su nombre IUPAC es 4-penten-2-ona.

La respuesta correcta es la **d**.

1.70. ¿Cuál de estos grupos funcionales no está presente en la siguiente molécula?



a) Amina
b) Ácido carboxílico
c) Cetona
d) Éter

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

La molécula propuesta contiene los grupos funcionales amina (–NH_2), ácido carboxílico (–COOH) y cetona (=CO) y no está presente el grupo funcional del éter (–O–).

La respuesta correcta es la **d**.

1.71. El ácido láctico es un compuesto orgánico con importantes funciones en diversos procesos bioquímicos, de fórmula:
a) CH_3CHOHCOOH
b) CH_3COOH
c) HCOOH
d) HCN

(O.Q.L. Murcia 2018)

La fórmula del ácido láctico o ácido 2-hidroxipropanoico es CH_3CHOHCOOH.

La respuesta correcta es la **a**.

1.72. El compuesto que contiene 7 átomos de carbono es:
a) 2–metil–pentan–3–ol
b) 2,3–dimetil–hexan–1–ol
c) Benzaldehído
d) Ácido 2–etil–butanoico

(O.Q.L. Asturias 2018)

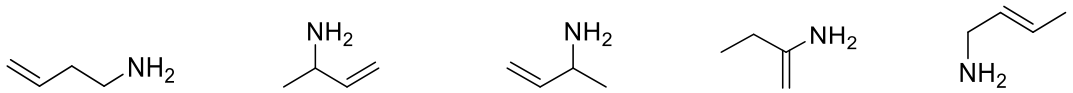
Las fórmulas moleculares de las sustancias propuestas permiten determinar el número de átomos de carbono de cada una:

- 2–metil–pentan–3–ol → $CH_3CH(CH_3)CHOHCH_2CH_3$ (6 átomos de C)

- 2,3–dimetil–hexan–1–ol → $CH_2OHCH(CH_3)CH(CH_3)CH_2CH_2CH_3$ (8 átomos de C)
- benzaldehído → C_6H_5CHO (7 átomos de C)
- ácido 2–etil–butanoico → $COOHCH(C_2H_5)CH_2CH_3$ (6 átomos de C)

La respuesta correcta es la **c**.

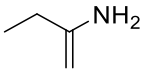
1.73. ¿Cuál de las siguientes estructuras hace referencia al compuesto de nombre but-1-en-2-amina?



a) **b)** **c)** **d)** **e)**

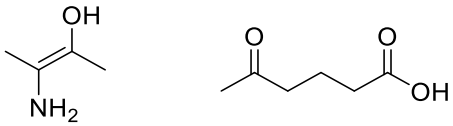
(O.Q.L. País Vasco 2018)

La estructura correspondiente al compuesto de nombre but-1-en-2-amina es:



La respuesta correcta es la **d**.

1.74. Indique el nombre correcto para las siguientes moléculas, en el orden en que aparecen:



a) 2-Aminobut-2-en-3-ol; ácido 5-oxohexanoico
b) 2-Aminobut-2-en-3-ol; 5-carboxipentan-2-ona
c) 3-Aminobut-2-en-2-ol; 5-carboxipentan-2-ona
d) 3-Aminobut-2-en-2-ol; ácido 5-oxohexanoico
e) 2-Buten-3-amino-2-ol; ácido 5-oxohexanoico

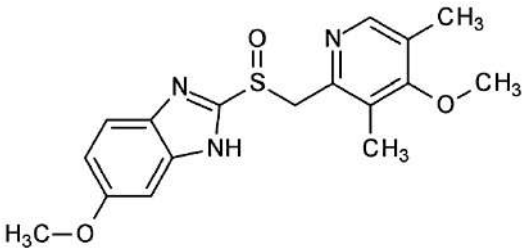
(O.Q.L. País Vasco 2018)

Los nombres de los compuestos son:

2-buten-3-amino-2-ol ácido 5-oxohexanoico

La respuesta correcta es la **e**.

1.75. El omeprazol (5-metoxi-2-[(4-metoxi-3,5-dimetil-piridin-2-il)metilsulfinil]-3*H*-bencimidazol) es un fármaco utilizado como protector gástrico. Es, además, uno de los medicamentos más consumidos en España (61 millones de envases en 2016). A continuación, se presenta la estructura de la molécula.



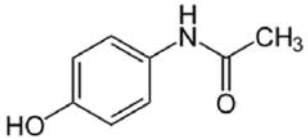
¿Cuál es su fórmula molecular?
a) $C_{17}H_{19}N_3O_3S$
b) $C_{16}H_{18}N_3O_3S$
c) $C_{17}H_{18}N_3O_3S$
d) $C_{16}H_{17}N_3O_3S$

(O.Q.L. Madrid 2018)

La fórmula molecular del omeprazol es $C_{17}H_{19}N_3O_3S$.

La respuesta correcta es la **a**.

1.76. El paracetamol tiene la siguiente fórmula estructural:



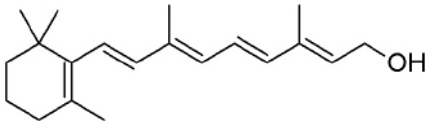
Su fórmula empírica es:
a) $C_8H_5NO_2$
b) $CH_{10}NO_2$
c) $C_6H_9NO_2$
d) $C_8H_9NO_2$

(O.Q.L. Valencia 2018)

La fórmula empírica del paracetamol es $C_8H_9NO_2$.

La respuesta correcta es la **d**.

1.77. El retinol es una de las formas químicas de la vitamina A, esencial para el crecimiento, el sistema inmunitario y la vista. Su estructura química es la siguiente:



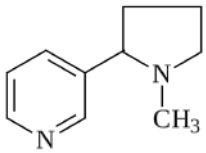
Indique cuál es su fórmula molecular:
a) $C_{20}H_{30}O$
b) $C_{20}H_{26}O$
c) $C_{20}H_{28}O$
d) Ninguna de las anteriores es correcta.

(O.Q.L. Baleares 2018)

La fórmula molecular del retinol es $C_{20}H_{30}O$.

La respuesta correcta es la **a**.

1.78. La nicotina es un compuesto presente principalmente en las hojas del tabaco. A continuación, se presenta la estructura de la molécula. ¿Cuál es su fórmula molecular?
a) $C_{10}H_{12}N_2$
b) $C_{10}H_{14}N_2$
c) $C_{10}H_{16}N_2$
d) $C_{10}H_{18}N_2$
e) $C_{10}H_{20}N_2$



(O.Q.L. Jaén 2018)

La fórmula molecular de la nicotina es $C_{10}H_{14}N_2$.

La respuesta correcta es la **b**.

1.79. Un compuesto orgánico cuya fórmula es $C_4H_{10}O$ puede tratarse de un:
a) Ácido
b) Aldehído
c) Cetona
d) Éter

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

La fórmula del hidrocarburo saturado de cuatro carbonos es C_4H_{10}, como la fórmula propuesta tiene los mismos átomos de hidrógeno quiere decir que no presenta ninguna insaturación. Los compuestos compatibles con la fórmula molecular dada pueden ser un alcohol o un éter saturado.

La respuesta correcta es la **d**.

1.80. Un compuesto orgánico de fórmula empírica $C_5H_{10}O$ no puede ser:
a) Dimetilpropanal
b) 3-Penten-1-ol
c) Metilbutanona
d) 4-Pentanol

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019) (O.Q.L. Asturias 2021)

La fórmula del hidrocarburo saturado de cinco carbonos es C_5H_{12}, como la fórmula propuesta tiene dos átomos de hidrógeno menos quiere decir que presenta una insaturación. Los compuestos dimetilpropanol, 3-penten-1-ol y metilbutanona presentan un doble enlace, sin embargo, 4-pentanol es un alcohol saturado cuya fórmula molecular es $C_5H_{12}O$.

La respuesta correcta es la **d**.

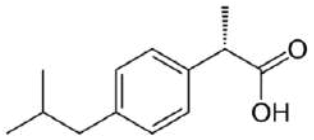
1.81. La fórmula química del 3-oxobutanal es:
a) CH_3COCH_2CHO
b) CH_3OCH_2CHO
c) $CH_3COCH_2CH_2OH$
d) $CH_3COCH_2CH_3$

(O.Q.L. Murcia 2019)

La fórmula del 3-oxobutanal es CH_3COCH_2CHO.

La respuesta correcta es la **a**.

1.82. El ibuprofeno es un fármaco que se usa para tratar la fiebre y/o el dolor. Pertenece a un grupo de medicamentos llamados antiinflamatorios no esteroides. A partir de la estructura de la imagen, indique cuál es su fórmula molecular.



a) $C_{12}H_{16}O_2$
b) $C_{13}H_{20}O_2$
c) $C_{13}H_{18}O_2$
d) $C_{13}H_{16}O_2$

(O.Q.L. Galicia 2019)

La fórmula molecular del ibuprofeno es $C_{13}H_{18}O_2$.

La respuesta correcta es la **c**.

1.83. Dadas las siguientes fórmulas moleculares los compuestos que presentan un éster entre sus isómeros son:

I) $C_4H_8O_2$ II) $C_4H_6O_2$ III) $C_3H_8O_2$ IV) $C_2H_4O_2$

a) I y IV
b) II y III
c) I, II y IV
d) Solo I

(O.Q.L. Asturias 2019)

Los ésteres deben presentar al menos una insaturación correspondiente al grupo carbonilo.

I) **Verdadero**. La fórmula del hidrocarburo saturado de cuatro carbonos es C_4H_{10}, como el compuesto dado, $C_4H_8O_2$, tiene dos átomos de hidrógeno menos quiere decir que presenta una insaturación.

II) Falso. La fórmula del hidrocarburo saturado de cuatro carbonos es C_4H_{10}, como el compuesto dado, $C_4H_6O_2$, tiene cuatro átomos de hidrógeno menos quiere decir que presenta dos insaturaciones.

III) Falso. La fórmula del hidrocarburo saturado de tres carbonos es C_3H_8, como al compuesto dado, $C_3H_8O_2$, no le faltan átomos de hidrógeno quiere decir que no presenta ninguna insaturación.

IV) **Verdadero**. La fórmula del hidrocarburo saturado de dos carbonos es C_2H_6, como el compuesto dado, $C_2H_4O_2$, tiene dos átomos de hidrógeno menos quiere decir que presenta una insaturación.

La respuesta correcta es la **a**.

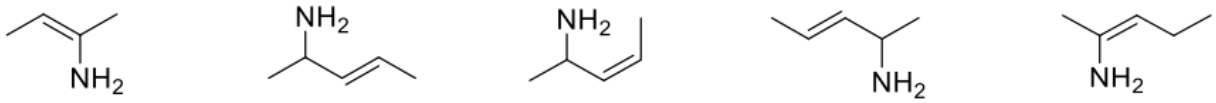
1.84. Indique cuál de los siguientes nombres es incorrecto para $CH_3C{\equiv}N$:
a) Acetonitrilo
b) Metanonitrilo
c) Cianuro de metilo
d) Etanonitrilo

(O.Q.L. La Rioja 2019)

Los cianuros o nitrilos son compuestos orgánico nitrogenados que contienen el grupo funcional –C≡N. El más sencillo que existe es el acetonitrilo, etanonitrilo o cianuro de metilo cuya fórmula es $CH_3C{\equiv}N$, por lo que el nombre metanonitrilo es incorrecto.

La respuesta correcta es la **b**.

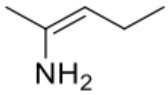
1.85. ¿Cuál de las siguientes estructuras hace referencia al compuesto de nombre pent-2-en-2-amina?



a) **b)** **c)** **d)** **e)**

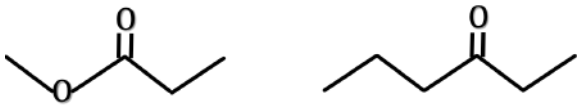
(O.Q.L. País Vasco 2019)

La estructura correspondiente al compuesto de nombre pent-2-en-2-amina es:



La respuesta correcta es la **e**.

1.86. Indique los nombres IUPAC correctos de los siguientes compuestos:



a) Acetato de etilo / pentan-3-ona
b) Formiato de metilo /hexan-3-ona
c) Propanoato de metilo / hexan-3-ona
d) Metanoato de etilo / hexan-4-ona
e) Propanoato de metilo / hexan-4-ona

(O.Q.L. País Vasco 2019)

Los nombres de los compuestos propuestos son: propanoato de metilo / hexan-3-ona.

La respuesta correcta es la **c**.

1.87. De los siguientes compuestos, indique el que no se considera aromático:
a) Ciclohexeno
b) Tolueno
c) Naftaleno
d) Clorobenceno

(O.Q.L. Murcia 2020)

De los compuestos propuestos, el único que no es un hidrocarburo aromático es el ciclohexeno que es un cicloalqueno y cuya fórmula estructural es:

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2001).

1.88. La fórmula química del 3-hidroxipropanal es:
a) $CHOCHOHCH_2OH$
b) $CH_2OHCOCH_2OH$
c) CH_2OHCH_2CHO
d) CHOCOCHO

(O.Q.L. Murcia 2020)

De los compuestos propuestos el único que presenta un único grupo hidroxilo y otro carbonilo en la cadena es CH_2OHCH_2CHO.

La respuesta correcta es la **c**.

1.89. En latín hormiga se escribe *"formica"*. El ácido fórmico, HCOOH, recibe este nombre porque:
a) Antiguamente se empleaba para eliminar las plagas de estos insectos.
b) Sirve para aliviar las picaduras de hormigas.
c) Las hormigas son atraídas por su olor.
d) Lo producen las hormigas para defenderse de sus depredadores.

(O.Q.L. Murcia 2020)

El ácido fórmico es sintetizado por las hormigas para defenderse de sus depredadores.

La respuesta correcta es la **d**.

1.90. Seleccione aquellos grupos funcionales que han de estar situados en un carbono terminal (o primario)
I) éter II) aldehído III) amina IV) ácido carboxílico V) cetona
a) I, II y V
b) II y IV
c) I, II, III y V
d) I y V

(O.Q.L. Preselección Valencia 2020)

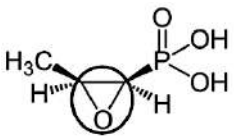
▪ El grupo funcional oxi (–O–) y el grupo funcional carbonilo (–CO–) presentes en los éteres y en las cetonas, respectivamente, se encuentran unidos a un carbono secundario.

▪ El grupo funcional amino ($-NH_2$) presente en las aminas, puede estar unido a un carbono primario, secundario o terciario.

▪ El grupo funcional carbonilo (–CO) presente en las aminas primarias y aldehídos, y carboxilo (–COOH) en los ácidos carboxílicos, se encuentran unidos a un carbono terminal o primario.

La respuesta correcta es la **b**.

1.91. La fosfomicina fue el primer antibiótico descubierto en España. Se trata de un fármaco utilizado como tratamiento contra infecciones urinarias o gastrointestinales. La estructura de la molécula es la dada en la imagen. ¿Cómo se denomina el rasgo estructural mostrado dentro del círculo?



a) Éster
b) Cetona
c) Epóxido
d) Tiol

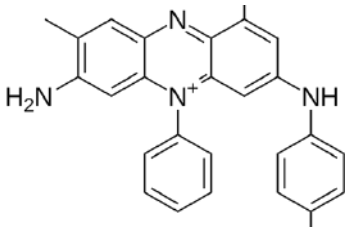
(O.Q.L. Madrid 2020)

El grupo funcional mostrado dentro de un círculo en la estructura propuesta corresponde a un grupo epóxido, que se trata de un éter cíclico formado por un átomo de oxígeno unido a dos átomos de carbono unidos entre sí mediante un enlace sencillo.

La respuesta correcta es la **c**.

1.92. Durante sus vacaciones de Semana Santa del año 1856, el joven William Henry Perkin (1838-1907) estaba trabajando en casa de sus padres, intentando sintetizar la quinina por oxidación de la toluidina. Aunque fracasó en su intento de obtener quinina, preparó una sustancia –la mauveína–, que fue el origen de una industria química importante, ¿de cuál?
a) Metalúrgica
b) Colorantes
c) Farmacéutica
d) Detergentes

(O.Q.L. Madrid 2020)



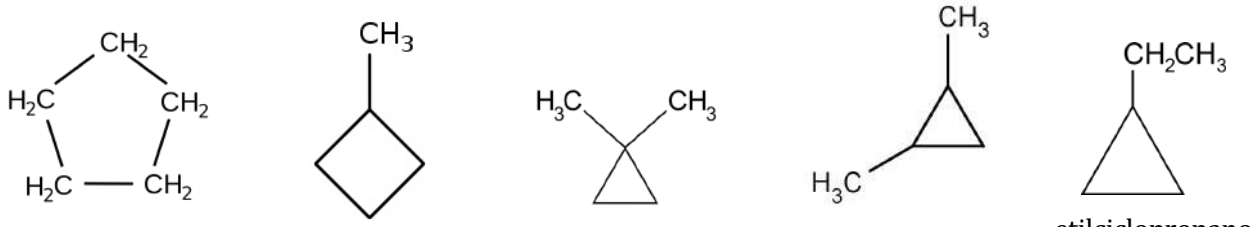
William H. Perkin era un joven investigador que trabajaba con August von Hofmann tratando de sintetizar quinina para combatir la malaria. Durante las vacaciones de la Semana Santa de 1856, Perkin realizó experimentos, en un laboratorio que montó en su casa, que no dieron lugar a la quinina; sino a una especie de alquitrán oscuro. Normalmente, cualquier químico tira ese residuo, pero Perkin se dio cuenta de que el color era tan persistente que no conseguía limpiar los matraces y pensó que podía ser un colorante. Refinó los experimentos y ello dio lugar al primer colorante sintético y, lo que es más importante, promovió una investigación intensa sobre colorantes, tintas, pinturas, etc.; que aún actualmente es una de las industrias químicas más potentes.

La respuesta correcta es la **b**.

1.93. ¿Cuántos cicloalcanos de un solo anillo se pueden formular con cinco átomos de carbono?
a) 1
b) 3
c) 5
d) 7

(O.Q.L. Valencia 2020)

Existen 5 cicloalcanos de un solo anillo con cinco átomos de carbono:



ciclopentano | metilciclobutano | 1,1,-dimetilciclo-propano | 1,2,-dimetilciclo-propano | etilciclopropano

La respuesta correcta es la **c**.

1.94. ¿Qué molécula contiene ocho átomos de carbono?
a) Ácido benzoico
b) 3,3-Dimetilhexano
c) 3-Etilpentano
d) 3-Metiloctano

(O.Q.L. Valencia 2020)

Las fórmulas semidesarrolladas correspondientes a las sustancias propuestas son:

ácido benzoico → C_6H_5COOH (7 átomos de C)

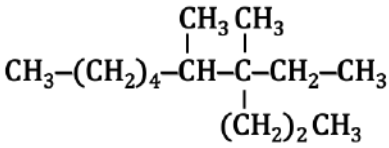
3,3-dimetilhexano → $CH_3CH_2C(CH_3)_2CH_2CH_2CH_3$ (8 átomos de C)

3-etilpentano → $CH_3CH_2CH(C_2H_5)CH_2CH_3$ (7 átomos de C)

3-metiloctano → $CH_3CH_2CH(CH_3)CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$ (9 átomos de C)

La respuesta correcta es la **b**.

1.95. Elija el nombre IUPAC del siguiente compuesto:



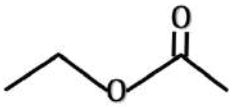
a) 3,4-Dimetil-2-*n*-propilnonano
b) 4-Etil-4,5-dimetildecano
c) 6,7-Dimetil-7-*n*-propilnonano
d) 6,7-Dimetil-7-etilnonano

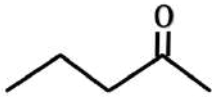
(O.Q.N. Valencia 2020)

La cadena más larga consta de diez átomos de carbono y, en los carbonos 4, 4, y 5 tiene radicales etil, metil y metil, respectivamente. El nombre del hidrocarburo es 4-etil-4,5-dimetildecano.

La respuesta correcta es la **b**.

1.96. Indique los nombres IUPAC correctos de los siguientes compuestos:





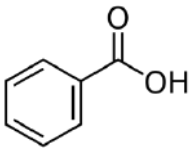
a) Acetato de etilo / pentan-2-ona
b) Formiato de metilo / pentan-4-ona
c) Acetato de metilo / pentan-3-ona
d) Acetato de etilo / hexan-2-ona
e) Propanoato de etilo / hexan-4-ona

(O.Q.L. País Vasco 2021)

Los nombres de los compuestos propuestos son: acetato de etilo / pentan-2-ona.

La respuesta correcta es la **a**.

1.97. Indique el nombre IUPAC correcto para la siguiente molécula:



a) Ácido fenílico
b) Ácido bencénico
c) Ácido benzoico
d) Ácido bencilmetanoico
e) 1-Carboxibenceno

(O.Q.L. País Vasco 2021)

La sustancia propuesta es un ácido carboxílico aromático y su nombre es ácido benzoico.

La respuesta correcta es la **c**.

1.98. Los nombres del CH_3CH_2COOH y del CH_2Cl_2 son, respectivamente:
a) 1-Propanol y diclorometano
b) Propanona y dicloruro de metilo
c) Propanal y dicloruro de metilo
d) Ácido propanoico y diclorometano

(O.Q.L. Murcia 2021)

Los nombres correspondientes a las fórmulas propuestas son:

- $CH_3CH_2COOH \rightarrow$ ácido propanoico
- $CH_2Cl_2 \rightarrow$ diclorometano

La respuesta correcta es la **d**.

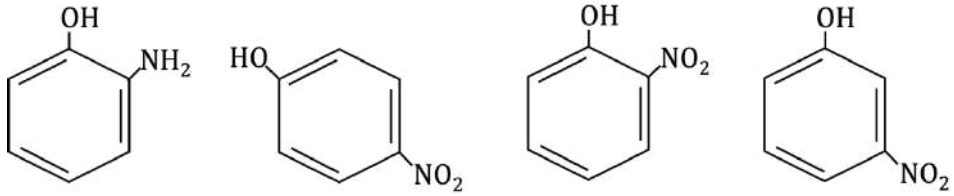
1.99. Cuál es el nombre del siguiente compuesto:
$CH_2{=}CHC{\equiv}CH$
a) 1-butin-3-eno
b) 3-eno-butino
c) 1-ino-buteno
d) 1-buten-3-ino
e) Ninguno de ellos.

(O.Q.L. Granada 2021)

La sustancia propuesta contiene un doble y un triple enlace, por lo que se trata de un hidrocarburo insaturado, y como el doble enlace tiene prioridad sobre el triple es un alqueno. Su nombre es 1-buten-3-ino.

La respuesta correcta es la **d**.

1.100. El o-nitrofenol se corresponde con la siguiente especie:



a) **b)** **c)** **d)**

(O.Q.L. Castilla y León 2021)

El compuesto es un fenol que en posición orto (posiciones 1, 2) tiene un grupo nitro, $-NO_2$.

La respuesta correcta es la **c**.

1.101. De los siguientes compuestos orgánicos:
I. CH_3OH II. CH_3COOH III. $CH_3CH_2NH_2$ IV. CH_3COCH_3 V. CH_3CN
¿Cuál es la respuesta correcta?
a) III y V son aminas por contener nitrógeno.
b) I y II son alcoholes por contener el grupo OH.
c) IV es una cetona.
d) I y IV son compuestos carbonílicos por contener el grupo CO.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2021)

I. Es un alcohol primario. Su nombre metanol o alcohol metílico.

II. Es un ácido carboxílico. Su nombre es ácido acético o ácido etanoico.

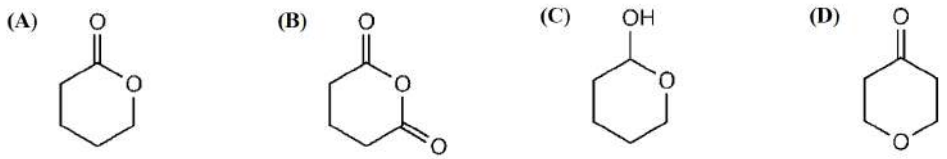
III. Es una amina primaria. Su nombre etilamina.

IV. Es una cetona. Su nombre es acetona o propanona.

V. Es un nitrilo. Su nombre es acetonitrilo o etanonitrilo.

La respuesta correcta es la **c**.

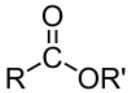
1.102. ¿Cuál de los siguientes compuestos es un éster?



a) b) c) d)

(O.Q.L. Valencia 2021)

El grupo funcional alcoxicarbonilo característico de los ésteres:



es el que aparece en el compuesto A, cuya fórmula molecular es $C_5H_8O_2$ y que se corresponde con la valerolactona, un éster cíclico.

La respuesta correcta es la **a**.

1.103. Las siguientes fórmulas corresponden a moléculas que no tienen en su estructura anillos ni dobles enlaces C=C. Identifique la que pueda corresponder a una cetona:
a) C_3H_8O
b) C_4H_8O
c) $C_4H_{10}O$
d) $C_4H_{10}O_2$

(O.Q.L. Valencia 2021)

A la vista de las fórmulas moleculares propuestas, la que puede presentar el doble enlace correspondiente el grupo carbonilo de las cetonas es C_4H_8O, ya que es la única que procede de un hidrocarburo saturado como C_4H_{10} que ha perdido dos átomos de hidrógeno para formar el doble enlace.

La respuesta correcta es la **b**.

1.104. Uno de los siguientes compuestos es un alcohol alifático insaturado:
a) Etanol
b) 2-Metilhexan-1-ol
c) 2-Propen-1-ol
d) Metanol

(O.Q.L. Valencia 2021)

De los compuestos propuestos, el que es un alcohol alifático insaturado es el 2-propen-1-ol, cuya fórmula semidesarrollada es, $CH_2OH–CH=CH_2$.

La respuesta correcta es la **c**.

2. ISOMERÍA

2.1. Cuando se habla de una mezcla racémica se refiere a:
a) Una mezcla de isótopos, tanto naturales como artificiales.
b) Una mezcla, en iguales cantidades, de isómeros ópticos.
c) Una mezcla equimolecular de un ácido y una base.
d) Una mezcla de dos sustancias inmiscibles.

(O.Q.L. Murcia 1996)

Una mezcla racémica se define como una mezcla de isómeros ópticos en cantidades iguales. Como cada uno de los estereoisómeros desvía la luz polarizada un determinado ángulo, uno hacia la derecha y el otro hacia la izquierda, no se producirá desviación de la luz, ya que el efecto producido por uno de ellos anularía el causado por el otro.

La respuesta correcta es la **b**.

2.2. ¿Cuál de los siguientes compuestos es isómero del CH_3CH_2COOH?
a) CH_3COCH_2OH
b) CH_3CH_2CHO
c) $CH_2{=}CHCOOH$
d) $CH_2OHCH_2CH_2OH$

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014)

El nombre del compuesto propuesto es ácido propanoico que, como todos los ácidos carboxílicos, presenta una insaturación en el grupo carbonilo, C=O.

De los compuestos dados el único que tiene una insaturación es 1-hidroxipropanona o hidroxiacetona, CH_3COCH_2OH. Como se trata de una cetona presenta un grupo carbonilo, C=O.

Ambos compuestos son isómeros ya que tienen la misma fórmula molecular, $C_3H_6O_2$, y distinta fórmula desarrollada.

La respuesta correcta es la **a**.

2.3. El número de isómeros de la especie química de fórmula molecular $C_2H_4Br_2$ es:
a) 1
b) 2
c) 3
d) 4

(O.Q.L. Murcia 1997)

La sustancia propuesta es un derivado halogenado de un hidrocarburo saturado, por lo que el único tipo de isómero que puede presentar es de posición. Los 2 isómeros posibles son:

CH_3CHBr_2 → 1,1-dibromoetano

CH_2BrCH_2Br → 1,2-dibromoetano

La respuesta correcta es la **b**.

2.4. El término enantiómeros se refiere a:
a) Mezclas de disolventes con el mismo punto de ebullición.
b) Sustancias con el mismo punto de fusión.
c) Isómeros ópticos.
d) Especies con el mismo número de átomos de azufre.

(O.Q.L. Murcia 1997)

Dos estereoisómeros o isómeros ópticos son enantiómeros si sus imágenes especulares no son superponibles. Tienen las mismas propiedades físicas y químicas, excepto por la interacción con el plano de la luz polarizada que cada uno de ellos desvía hacia una parte del plano.

La respuesta correcta es la **c**.

2.5. ¿Cuántos isómeros estructurales le corresponden a la fórmula molecular $C_2H_3Cl_3$?
a) 1
b) 2
c) 3
d) 4

(O.Q.L. Murcia 1998)

Se trata de un derivado halogenado de un hidrocarburo saturado, por lo que el único tipo de isómero que puede presentar es de posición. Los 2 isómeros posibles son:

CCl_3CH_3 → 1,1,1-tricloroetano

$CH_2ClCHCl_2$ → 1,1,2-tricloroetano

La respuesta correcta es la **b**.

2.6. ¿Cuántos isómeros le corresponden a la fórmula molecular C_5H_{12}?
a) 2
b) 3
c) 4
d) 5
e) Ninguno

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.L. La Rioja 2015) (O.Q.L. Extremadura 2018)

Se trata de un hidrocarburo saturado, por lo que el único tipo de isómero que puede presentar es de cadena. Los 3 isómeros posibles son:

$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$ → n-pentano

$CH_3CH(CH_3CH_2–CH_3$ → 2-metilbutano

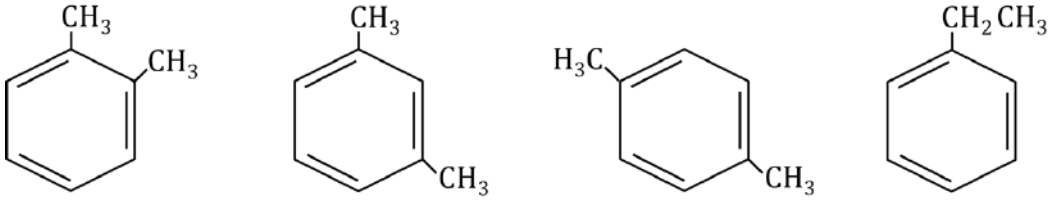
$CH_3C(CH_3)_2CH_3$ → 2,2-dimetilpropano

La respuesta correcta es la **b**.

2.7. ¿Cuántos isómeros estructurales de fórmula molecular C_8H_{10} contienen un anillo bencénico?
a) 2
b) 3
c) 4
d) 5

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.N. Salamanca 2018) (O.Q.L. Galicia 2019)

Como todos los compuestos corresponden a la fórmula molecular C_8H_{10} y deben tener un anillo bencénico quedan dos átomos de carbono para colocar como radicales. Por tanto, existen 4 isómeros, que son:



1,2-dimetilbenceno 1,3-dimetilbenceno 1,4-dimetilbenceno etilbenceno

La respuesta correcta es la **c**.

2.8. ¿De cuál de los siguientes compuestos orgánicos se puede decir que no presenta isómeros?
a) 1,1-Dicloroeteno
b) Butano
c) Ácido 2-hidroxipropanoico
d) Propano

(O.Q.L. Murcia 2001) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012) (O.Q.L. Galicia 2016)

- El 1,1-dicloroeteno puede presentar un isómero de posición, el 1,2-dicloroeteno.
- El butano puede presentar un isómero de cadena, el metilpropano.
- El ácido 2-hidroxipropanoico puede presentar un isómero de posición, el ácido 3-hidroxipropanoico.
- El propano no puede presentar isómeros.

La respuesta correcta es la **d**.

2.9. ¿Qué tipo de isomería presentan los compuestos etanol y éter metílico?
a) Posición
b) Función
c) Óptica
d) Geométrica

(O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Sevilla 2017)

El etanol, CH_3CH_2OH, y el éter metílico, CH_3OCH_3, son compuestos que se diferencian en su grupo funcional, hidroxi (–OH) en los alcoholes y oxi (–O–) en los éteres, por tanto, ambas sustancias son isómeros de función.

La respuesta correcta es la **b**.

2.10. En los siguientes compuestos orgánicos ¿cuál o cuáles presentan isomería cis-trans?
i) 1,2,3-Propanotriol ii) Propanoamida iii) 1,2-Dibromoeteno
a) 1,2,3-Propanotriol y 1,2-Dibromoeteno
b) 1,2-Dibromoeteno
c) Propanoamida y 1,2,3-Propanotriol
d) 1,2,3-Propanotriol

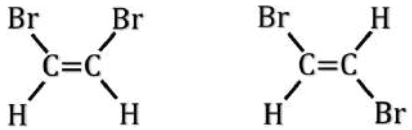
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

Las olefinas estereoisoméricas difieren en las posiciones de los átomos (o grupos) con respecto a un plano que contiene el doble enlace. En el isómero cis los átomos están en el mismo lado, en el isómero trans están en lados opuestos .

i) 1,2,3-Propanotriol no puede presentar este tipo de isomería, ya que no tiene ningún doble enlace.

ii) Propanoamida no puede presentar este tipo de isomería, ya que el doble enlace es el que corresponde a un grupo carbonilo.

iii) 1,2-Dibromoeteno sí presenta isomería cis-trans, ya que tiene un doble enlace entre carbonos y cada uno de ellos está unido a un átomo de bromo (o hidrógeno).



cis trans

La respuesta correcta es la **b**.

2.11. ¿Cuántos isómeros estructurales diferentes tiene el compuesto diclorobutano?
a) 6
b) 9
c) 4
d) 5
e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Galicia 2017)

Considerando que la fórmula molecular del diclorobutano es $C_4H_8Cl_2$, los 9 isómeros compatibles con la misma son:

$CHCl_2CH_2CH_2CH_3$ → 1,1-diclorobutano

$CH_2ClCHClCH_2CH_3$ → 1,2-diclorobutano

$CH_2ClCH_2CHClCH_3$ → 1,3-diclorobutano

$CH_2ClCH_2CH_2CH_2Cl$ → 1,4-diclorobutano

$CH_3CCl_2CH_2CH_3$ → 2,2-diclorobutano

$CH_3CHClCHClCH_3$ → 2,3-diclorobutano

$CH_2ClCH(CH_3)CH_3$ → 1,1-dicloro-2-metilpropano

$CH_2ClCCl(CH_3)CH_3$ → 1,2-dicloro-2-metilpropano

$CH_2ClCH(CH_3)CH_2Cl$ → 1,3-dicloro-2-metilpropano

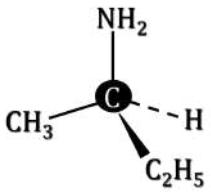
La respuesta correcta es la **b**.

2.12. De los siguientes compuestos:
1) CH_3CH_2COOH **2) $CH_3CH(NH_2)CH_2CH_3$**
3) $CH_3CHOHCH_3$ **4) $CH_3CHOHCH_2CH_3$**
¿cuáles presentan isomería óptica?
a) 1, 3 y 4
b) 2 y 3
c) 2 y 4
d) 3 y 4

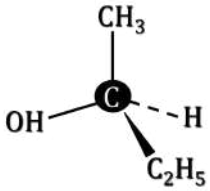
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005) (O.Q.L. Galicia 2016)

Un compuesto orgánico presenta isomería óptica si tiene un carbono asimétrico (quiral).

Esta condición la cumplen los compuestos 2) y 4) que tienen carbonos con los cuatro sustituyentes diferentes.



1-metilpropilamina



2-butanol

La respuesta correcta es la **c**.

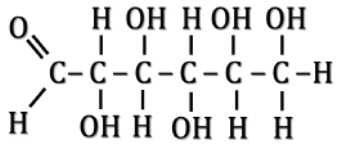
2.13. Dos compuestos orgánicos son isómeros ópticos cuando al compararlos:
a) Las moléculas no son imágenes especulares entre sí.
b) Ninguna ejerce actividad óptica sobre el plano de la luz polarizada.
c) Las moléculas son imágenes especulares entre sí y desvían el plano de la luz polarizada.
d) La molécula de uno es la imagen especular superponible del otro.

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

Los isómeros ópticos son aquellos compuestos que son imágenes especulares no superponibles entre sí y que son capaces de desviar el plano de la luz polarizada cada uno de ellos en un sentido del plano.

La respuesta correcta es la **c**.

2.14. ¿Cuántos carbonos asimétricos están presentes en la glucosa?



a) 3
b) 4
c) 5
d) 6

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

Un carbono asimétrico es el que tiene los cuatro sustituyentes diferentes. Numerando los átomos de carbono de izquierda a derecha, en la estructura propuesta de la glucosa, los átomos de carbono 2, 3, 4 y 5 son carbonos asimétricos, por tanto, tiene cuatro carbonos asimétricos.

La respuesta correcta es la **b**.

2.15. La propanona (CH_3COCH_3) y el propanal (CH_3CH_2CHO) son:
a) Isómeros de función
b) Isómeros de posición
c) Isómeros de cadena
d) Estereoisómeros
e) No tiene relación de isomería.

(O.Q.L. País Vasco 2005) (O.Q.L. País Vasco 2008)

Propanona y propanal son isómeros de función, ya que se trata de compuestos que presentando la misma fórmula molecular y distinta fórmula desarrollada tienen en su estructura diferente función.

La respuesta correcta es la **a**.

2.16. El compuesto orgánico C_2H_4ClF presenta:
a) Isomería cis-trans
b) Isomería óptica
c) Cuatro isómeros
d) Dos isómeros
e) No presenta isomería

(O.Q.N. Vigo 2006)

El C_2H_4ClF es un derivado halogenado de un hidrocarburo saturado que presenta dos isómeros de posición que son:

$CHClFCH_3$	CH_2ClCH_2F
1-cloro-1-fluoroetano	1-cloro-2-fluoroetano

La respuesta correcta es la **d**.

2.17. Louis Pasteur hizo un gran hallazgo cuando:
a) Demostró que al calentar cianato de amonio se obtiene urea.
b) Sintetizó poliestireno.
c) Descubrió que el poder colorante de la púrpura se debe a la anilina.
d) Separó isómeros ópticos con ayuda de un pincel muy fino.
e) Sintetizó el PVC.
f) Aisló el elemento francio.

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Murcia 2010)

En 1848, Louis Pasteur descubrió las formas dextrógira y levógira del ácido tartárico, isómeros ópticos, que desviaban el plano de polarización de la luz el mismo ángulo, pero en sentido contrario.

La respuesta correcta es la **d**.

2.18. Los isómeros geométricos se denominan también:
a) Tautómeros
b) Enantiómeros
c) Confórmeros
d) Diasteroisómeros

(O.Q.L. Madrid 2006)

Los isómeros geométricos reciben el nombre de diasteroisómeros.

La respuesta correcta es la **d**.

2.19. El número de compuestos orgánicos que responden a la fórmula molecular $C_4H_{10}O$, sin tener en cuenta los estereoisómeros, es:
a) 4
b) 3
c) 7
d) 6
e) 9

(O.Q.N. Córdoba 2007)

La fórmula del hidrocarburo saturado de cuatro carbonos es C_4H_{10} y, como la fórmula propuesta tiene los mismos átomos de hidrógeno, quiere decir que la sustancia no presenta ninguna insaturación, por tanto, los compuestos compatibles con la fórmula molecular propuesta son alcoholes y éteres saturados. Los 7 isómeros de cadena y de función posibles son:

$CH_3CH_2CH_2CH_2OH$ → 1-butanol

$CH_3CHOHCH_2CH_3$ → 2-butanol

$CH_3CH(CH_3)CH_2OH$ → 2-metil-1-propanol

$CH_3COH(CH_3)CH_3$ → 2-metil-2-propanol

$CH_3OCH_2CH_2CH_3$ → metoxipropano

$CH_3CH_2OCH_2CH_3$ → etoxietano

$CH_3OCH(CH_3)CH_3$ → metoximetiletano

La respuesta correcta es la **c**.

2.20. Si se dice que una molécula presenta quiralidad se está diciendo que:
a) Es muy reactiva.
b) Desvía el plano de la luz polarizada.
c) Es volátil.
d) Ocupa el máximo valor en la escala de dureza de Mohs.

(O.Q.L. Murcia 2007)

La quiralidad es la propiedad de una sustancia de no ser superponible con su imagen especular. Una propiedad de este tipo de sustancias es que presentan actividad óptica, es decir, son capaces de desviar el plano de la luz polarizada.

La respuesta correcta es la **b**.

2.21. ¿Cuál es el número total de isómeros de un compuesto de fórmula molecular $C_3H_6Br_2$?
a) 4.
b) 5
c) 6
d) 8

(O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. La Rioja 2014)

La fórmula del hidrocarburo saturado de tres carbonos es C_3H_8 y, como la fórmula propuesta tiene dos átomos de bromo, quiere decir que la sustancia no presenta ninguna insaturación. Los 4 isómeros posibles se corresponden con las diferentes localizaciones de los átomos de bromo en los átomos de carbono del hidrocarburo saturado y son:

$CHBr_2CH_2CH_3$ → 1,1-dibromopropano

$CH_2BrCHBrCH_3$ → 1,2-dibromopropano

$CH_3CBr_2CH_3$ → 2,2-dibromopropano

$CH_2BrCH_2CH_2Br$ → 1,2-dibromopropano

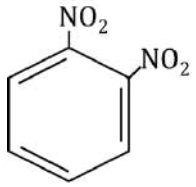
La respuesta correcta es la **a**.

(En la cuestión propuesta en La Rioja 2014 se cambia Cl por Br).

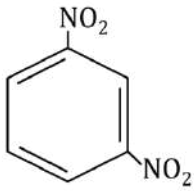
2.22. ¿Cuántos isómeros de posición son posibles en el dinitrobenceno?
a) 2
b) 3
c) 4
d) 5

(O.Q.L. La Rioja 2007)

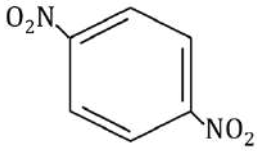
En un anillo bencénico disustituido solo existen 3 isómeros de posición:



1,2-dinitrobenceno



1,3-dinitrobenceno



1,4-dinitrobenceno

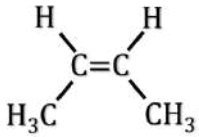
La respuesta correcta es la **b**.

2.23. Dados los compuestos:
propeno: $CH_2{=}CHCH_3$ 2-buteno: $CH_3CH{=}CHCH_3$
existe isomería geométrica (cis-trans) en:
a) 2-Buteno
b) Propeno
c) Ninguno
d) Ambos

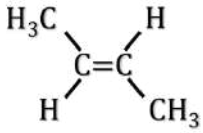
(O.Q.L. La Rioja 2007)

Las olefinas estereoisoméricas difieren en las posiciones de los átomos (o grupos) con respecto a un plano que contiene el doble enlace. En el isómero cis los átomos están en el mismo lado, en el isómero trans están en lados opuestos .

El 2-buteno presenta dos tipos de sustituyentes idénticos unidos a los carbonos que se enlazan con doble enlace, por ello, tiene dos isómeros según a qué parte del doble enlace estén colocados estos sustituyentes:



cis-buteno



trans-buteno

La respuesta correcta es la **a**.

2.24. Cuando dos especies químicas tienen la misma fórmula molecular pero distintas propiedades se dice que son:
a) Isómeros
b) Isótopos
c) Isotácticos
d) Isotónicos

(O.Q.L. La Rioja 2007)

Dos sustancias con la misma fórmula molecular y distinta fórmula semidesarrollada como, por ejemplo:

CH_3CH_2OH	CH_3OCH_3
etanol	dimetiléter

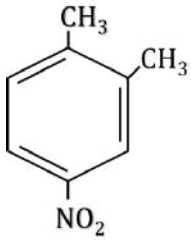
tienen diferentes propiedades físicas y químicas y se denominan isómeros.

La respuesta incorrecta es la **a**.

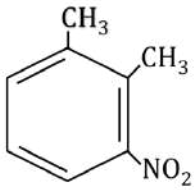
2.25. ¿Cuántos isómeros se formarán en la reacción de nitración del o-xileno (1,2-dimetilbenceno)?
a) 2
b) 3
c) 4
d) 1
e) No se formará ningún isómero diferente.

(O.Q.N. Castellón 2008)

En la nitración del 1,2-dimetilbenceno se forman solo 2 isómeros que son:



1,2-dimetil-3-nitrobenceno



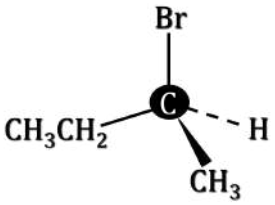
1,2-dimetil-4-nitrobenceno

La respuesta correcta es la **a**.

2.26. Indique qué tipo de isomería presenta el siguiente compuesto orgánico:
$CH_2{=}CHCH(Br)CH_3$
a) Isomería cis-trans
b) Cuatro isómeros
c) Isomería óptica
d) Tres isómeros
e) No presenta isomería

(O.Q.N. Castellón 2008)

El compuesto tiene un carbono asimétrico, por lo que presenta isomería óptica:

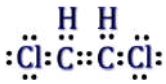


La respuesta correcta es la **c**.

2.27. ¿Cuál de los isómeros, cis o trans, del 1,2-dicloroeteno posee momento dipolar?
a) Cis
b) Trans
c) Ninguno
d) Ambos

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

La estructura de Lewis de la molécula de 1,2-dicloroeteno es:

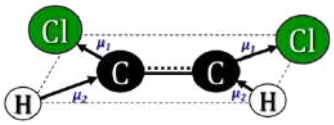


De acuerdo con la notación del modelo RPECV el $C_2H_2Cl_2$ es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3 por lo que su disposición y geometría es triangular respecto a cada carbono, lo que hace que la geometría molecular sea plana. Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$) todos los enlaces son polares.

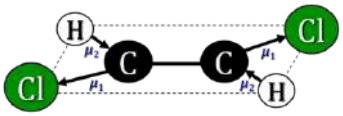
Este compuesto al tener un doble enlace y dos los mismos átomos (Cl y H) unidos a ambos átomos de carbono presenta isomería geométrica.

Según la disposición de los átomos en el plano:

▪ En el isómero cis, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula y la molécula es polar.



▪ En el isómero trans, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



La respuesta correcta es la **a**.

2.28. La fórmula empírica $C_4H_{10}O$ corresponde a:
a) 1-Butanol
b) 2-Butanol
c) Éter etílico
d) Cualquiera de los tres anteriores compuestos.

(O.Q.L. Murcia 2008)

La fórmula del hidrocarburo saturado de cuatro carbonos es C_4H_{10} y, como la fórmula propuesta tiene los mismos átomos de hidrógeno, quiere decir que no presenta ninguna insaturación. Los tres compuestos siguientes son algunos de los posibles isómeros compatibles con dicha fórmula molecular:

$CH_3CH_2CH_2OH$ → 1-butanol

$CH_3CHOHCH_2CH_3$ → 2-butanol

$CH_3CH_2OCH_2CH_3$ → éter etílico

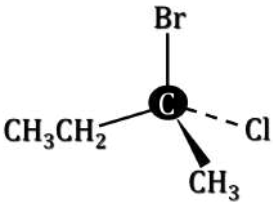
La respuesta correcta es la **d**.

2.29. ¿Cuál de los siguientes compuestos presenta isomería óptica?
a) 2-Bromo-2-clorobutano
b) 2-Metilpropano
c) 2,2-Dimetil-1-butanol
d) 2,2,4-Trimetilpentano

(O.Q.L. Madrid 2008)

Un compuesto orgánico presenta isomería óptica si tiene un carbono asimétrico (quiral).

Esta condición la cumple el 2-bromo-2-clorobutano, ya que tiene un carbono con los cuatro sustituyentes diferentes.



La respuesta correcta es la **a**.

2.30. ¿Cuál de los siguientes compuestos es isómero del butanal?
a) 2-Butanol
b) Butanona
c) Ácido butanoico
d) Etilmetiléter

(O.Q.L. La Rioja 2008)

▪ El butanal, $CH_3CH_2CH_2CHO$, es un aldehído que contiene el grupo funcional carbonilo (C=O). Las cetonas tienen el mismo grupo funcional, solo que este no está situado en un extremo de la cadena.

▪ Aldehídos y cetonas de igual número de átomos de carbono son isómeros de función, por tanto, la butanona, $CH_3CH_2COCH_3$, es un isómero del butanal.

La respuesta correcta es la **b**.

2.31. Se dice que un compuesto orgánico es levógiro cuando:
a) Su molécula es redonda y gira con facilidad.
b) Desvía hacia la izquierda la luz polarizada.
c) Acelera la velocidad de una reacción bajo agitación intensa.
d) Se descompone por acción de la levadura.

(O.Q.L. Murcia 2009)

Los compuestos levógiros son isómeros ópticos que desvían hacia la izquierda el plano de la luz polarizada, al contrario que las sustancias dextrógiras que lo hacen hacia la derecha.

La respuesta correcta es la **b**

2.32. Señale la respuesta incorrecta:
a) La fórmula del 2-butanol es $CH_3CHOHCH_2CH_3$.
b) La acetona es isómero del propanal.
c) $^{14}_{6}X$ e $^{14}_{7}Y$ son isótopos por tener el mismo número másico.
d) El número de oxidación del bromo en el $HBrO_3$ es +5.

(O.Q.L. Murcia 2009)

a) Correcta. La fórmula semidesarrollada del 2-butanol es $CH_3CHOHCH_2CH_3$, ya que el grupo hidroxilo se encuentra situado en el carbono 2.

b) Correcta. Las fórmulas semidesarrolladas de ambos compuestos son:

acetona → CH_3COCH_3 propanal → CH_3CH_2CHO

Ambos compuestos son isómeros ya que tienen la misma fórmula molecular y empírica, C_3H_6O, y distinta fórmula desarrollada.

Se trata de isómeros de posición ya que tienen la misma función orgánica, el grupo carbonilo (C=O), la acetona en un carbono secundario y el propanal en un carbono primario.

c) **Incorrecta**. Los isótopos son especies químicas que precisamente se diferencian en el número másico. Estas especies con idéntico número másico se denominan isóbaras.

d) Correcta. Teniendo en cuenta que el número de oxidación del oxígeno es –2, del hidrógeno +1, el número de oxidación del bromo es:

$$(+1) + x + 3\,(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +5$$

La respuesta incorrecta es la **c**.

2.33. El acetato de metilo y el ácido propanoico son dos compuestos isómeros. Señale la respuesta que considere incorrecta:
a) Tienen la misma fórmula empírica.
b) Tienen la misma fórmula molecular.
c) El ácido propanoico tiene una temperatura de ebullición superior a la del acetato de metilo.
d) La fórmula del acetato de metilo es CH_3COOCH_3.

(O.Q.L. Murcia 2009)

a-b-d) Correctas. Las fórmulas semidesarrolladas de ambos compuestos son:

ácido propanoico → CH_3CH_2COOH acetato de metilo → CH_3COOCH_3

Ambos compuestos son isómeros ya que tienen la misma fórmula molecular y empírica, $C_3H_6O_2$ y distinta fórmula desarrollada.

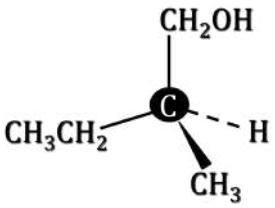
c) Correcta. La temperatura de ebullición del ácido propanoico (138 °C) es superior a la del acetato de metilo (77 °C) ya que el primero presenta enlaces intermoleculares de hidrógeno mientras que el segundo no.

Todas las respuestas son correctas.

2.34. De los siguientes compuestos el que presenta isomería óptica es:
a) Propanal
b) 2-Metil-1-butanol
b) 1,2,3-Propanotriol
d) Benceno

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

Un compuesto orgánico presenta isomería óptica si tiene un carbono asimétrico (quiral).



Esta condición la cumple el 2-metil-1-butanol, ya que tiene un carbono con los cuatro sustituyentes diferentes.

La respuesta correcta es la **c**.

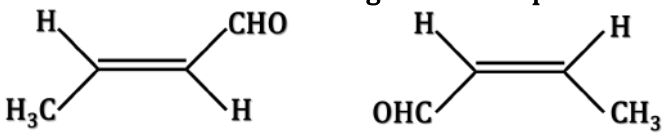
2.35. La isomería geométrica se encuentra principalmente en:
a) Alcanos
b) Alquenos
c) Alcoholes
d) Aldehídos

(O.Q.L. Asturias 2010)

Un compuesto que presenta dos tipos de sustituyentes idénticos unidos a los carbonos que se enlazan con doble enlace, como los alquenos, tiene isomería geométrica y, presenta dos isómeros según a qué parte del doble enlace estén colocados estos sustituyentes.

La respuesta correcta es la **b**.

2.36. Señale cuál es la relación de isomería entre los siguientes compuestos:



a) Isómeros constitucionales de posición de grupo funcional.
b) Isómeros constitucionales de función.
c) Isómeros constitucionales de cadena.
d) Isómeros geométricos.
e) No son isómeros.

(O.Q.L. País Vasco 2010)

Las olefinas estereoisoméricas difieren en las posiciones de los átomos (o grupos) con respecto a un plano que contiene el doble enlace. En el isómero cis los átomos están en el mismo lado, en el isómero trans están en lados opuestos. Se trata de compuestos que presentan isomería geométrica

La respuesta correcta es la **d**.

2.37. En un laboratorio se encuentra una botella que contiene una sustancia líquida que únicamente presenta en su etiqueta una fórmula molecular: C_2H_6O. Indique qué proposición de las siguientes es verdadera:
a) Se podría asignar esa fórmula a dos compuestos distintos.
b) No es posible describir isómeros para esa fórmula molecular.
c) Serán tres las sustancias posibles.
d) El grado de insaturación es 1.
e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. Valencia 2011)

El etanol, CH_3CH_2OH, y el éter metílico, CH_3OCH_3, son dos compuestos distintos que se diferencian en su grupo funcional, hidroxi, −OH, en los alcoholes y oxi, −O−, en los éteres, por lo que ambas sustancias son isómeros de función que se corresponden con la fórmula molecular C_2H_6O.

La respuesta correcta es la **a**.

2.38. ¿Cuál de los siguientes compuestos tiene isomería cis-trans?
a) $ClCH_2CH_2Cl$
b) ClCH=CHCl
c) $ClCH=CCl_2$
d) $ClCH_2CH_3$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

Las olefinas estereoisoméricas difieren en las posiciones de los átomos (o grupos) con respecto a un plano que contiene el doble enlace. En el isómero cis los átomos están en el mismo lado, en el isómero trans están en lados opuestos.

De los compuestos propuestos, el único que cumple ambas condiciones es el 1-2,dicloroetileno, ClCH=CHCl.

La respuesta correcta es la **b**.

2.39. ¿Cuántos compuestos diferentes pueden tener la fórmula C_3H_8O?
a) 1
b) 2
c) 3
d) 4

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

La fórmula del hidrocarburo saturado de tres carbonos es C_3H_8 y, como la fórmula propuesta tiene los mismos átomos de hidrógeno, quiere decir que no presenta ninguna insaturación. Los 3 isómeros compatibles con la fórmula molecular propuesta son alcoholes y éteres saturados:

$CH_3CH_2CH_2OH$ → 1-propanol

$CH_3CHOHCH_3$ → 2-propanol

$CH_3OCH_2CH_3$ → metoxietano

La respuesta correcta es la **c**.

2.40. ¿Cuántos aldehídos se corresponden con la fórmula $C_5H_{10}O$?
a) 2
b) 3
c) 4
d) 5

(O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012) (O.Q.L. Madrid 2013) (O.Q.L. País Vasco 2013)

La fórmula del hidrocarburo saturado de cinco carbonos es C_5H_{12} y, como la fórmula propuesta tiene dos átomos de hidrógeno menos, quiere decir que presenta una única insaturación que corresponde al grupo carbonilo, C=O. Los 4 isómeros compatibles con la fórmula molecular propuesta:

$CH_3CH_2CH_2CH_2CHO$ → 1-pentanal

$CH_3CH_2CH(CH_3)CHO$ → 2-metil-butanal

$CH_3CH(CH_3)CH_2CHO$ → 3-metil-butanal

$CH_3C(CH_3)_2CHO$ → 2-2-dimetilpropanal

La respuesta correcta es la **c**.

2.41. Se dice que dos compuestos son isómeros:
a) Si tienen la misma fórmula empírica y diferente estructura.
b) Si tienen el mismo peso molecular.
c) Si tienen la misma fórmula molecular y diferente estructura.
d) Si tienen la misma estructura fórmula molecular y diferente fórmula molecular.

(O.Q.L. País Vasco 2011)

Los isómeros son compuestos que tienen la misma fórmula molecular y distinta fórmula desarrollada o estructural.

La respuesta correcta es la **c**.

2.42. Una mezcla equimolecular de isómeros ópticos se llama:
a) Isotópica
b) Esotérica
c) Racémica
d) Refringente

(O.Q.L. Murcia 2012)

Una mezcla racémica se define como una mezcla equimolecular de isómeros ópticos. Como cada uno de los estereoisómeros desvía la luz polarizada un determinado ángulo, uno hacia la derecha y el otro hacia la izquierda, no existirá desviación de la luz, ya que el efecto producido por uno anularía el del otro y la mezcla no sería ópticamente activa.

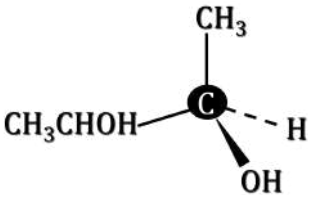
La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1996).

2.43. ¿Cuál de los siguientes compuestos presenta isomería óptica?
a) 3-Metil-2-butanona
b) 3,3-Dimetil-2-butanona
c) 2,3-Butanodiol
d) 2-Butanona

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

Un compuesto orgánico presenta isomería óptica si tiene un carbono asimétrico (quiral).



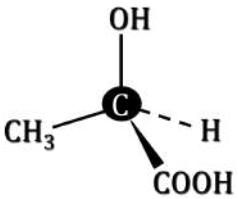
Esta condición la cumple el 2,3-butanodiol, ya que tiene dos átomos de carbono con los cuatro sustituyentes diferentes.

La respuesta correcta es la **c**.

2.44. ¿Cuál de los siguientes compuestos presenta isomería óptica?
a) 3-Cloropentano
b) Propeno
c) Ácido 2-hidroxipropanoico
d) 3-Metil-2-butanona

(O.Q.L. Madrid 2012)

Un compuesto orgánico presenta isomería óptica si tiene un carbono asimétrico (quiral).



Esta condición la cumple el ácido 2-hidroxipropanoico, ya que tiene un átomo de carbono con los cuatro sustituyentes diferentes.

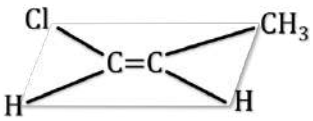
La respuesta correcta es la **c**.

2.45. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta isomería geométrica o cis-trans?
a) $CH_3CH{=}CHCl$
b) $CH_3CH{=}CBr_2$
c) $CH_2{=}CHCH_2CH_3$
d) $(CH_3)_2C{=}C(CH_3)_2$
e) $CH_2{=}CH_2$

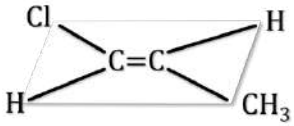
(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Galicia 2017)

Las olefinas estereoisoméricas difieren en las posiciones de los átomos (o grupos) con respecto a un plano que contiene el doble enlace. En el isómero cis los átomos están en el mismo lado, en el isómero trans están en lados opuestos.

El 1-cloro-1-propeno, $CH_3CH{=}CHCl$, es un compuesto que presenta dos tipos de sustituyentes idénticos unidos a los carbonos que se enlazan con doble enlace, por ello, tiene dos isómeros según a qué parte del doble enlace estén colocados estos sustituyentes:



isómero cis



isómero trans

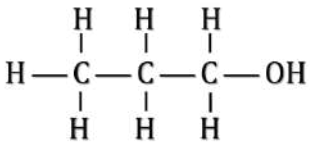
La respuesta correcta es la **a**.

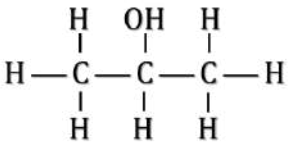
2.46. ¿Cuáles de los siguientes compuestos son isómeros?
a) 1-Propanol y 2-propanol
b) Ácido metanoico y ácido etanoico
c) Metanol y metanal
d) Etano y etanol
e) Eteno y etino
f) 1-Propanol y propanal
g) Propano y propanona
h) Propano y propeno

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Galicia 2015) (O.Q.L. Murcia 2017)

Dos compuestos son isómeros si presentan la misma fórmula molecular y distinta fórmula desarrollada.

De las parejas propuestas, la única que cumple esa condición es la primera, ya que ambos compuestos tienen la misma fórmula molecular, C_3H_8O, y sus fórmulas desarrolladas respectivas son diferentes:


1-propanol

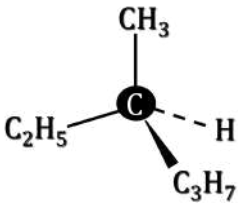

2-propanol

La respuesta correcta es la **a**.

2.47. ¿Cuál de los siguientes compuestos es ópticamente activo?
a) 2-Cloropropano
b) Clorofluorometano
c) 3-Metilhexano
d) Ácido 3-butenoico

(O.Q.L. Galicia 2013)

Un compuesto orgánico presenta isomería óptica si tiene un carbono asimétrico (quiral).



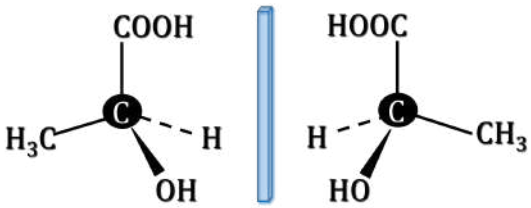
Esta condición la cumple el 3-metilhexano, ya que tiene un átomo de carbono con los cuatro sustituyentes diferentes.

La respuesta correcta es la **c**.

2.48. Cuando dos compuestos tienen la misma fórmula empírica y la molécula de uno es la imagen especular de la del otro se dice que son:
a) Antagónicos
b) Simétricos
c) Especulares
d) Enantiómeros

(O.Q.L. Murcia 2013)

Los enantiómeros son una clase de estereoisómeros tales que, en la pareja de compuestos, uno es imagen especular del otro y no son superponibles, lo mismo que una mano respecto a la otra. Tienen la propiedad de desviar el plano de polarización de la luz uno hacia la derecha y el otro hacia la izquierda (isomería óptica). Un ejemplo típico es el ácido láctico:



ácido (+) láctico ácido (–) láctico

La respuesta correcta es la **d**.

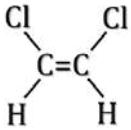
2.49. ¿Cuántos isómeros puede tener el dicloroeteno?
a) 2
b) 3
c) 4
d) 5
e) Ninguno

(O.Q.N. Oviedo 2014)

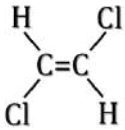
El dicloroeteno de fórmula molecular $C_2H_2Cl_2$ tiene los siguientes 3 isómeros:

$Cl_2C{=}CH_2$ 1,1–dicloroeteno CHCl=CHCl 1,2–dicloroeteno

Este último compuesto presenta dos tipos de sustituyentes idénticos unidos a los carbonos unidos con el doble enlace, por ello tiene dos isómeros geométricos:



cis–1,2–dicloroeteno



trans–1,2–dicloroeteno

La respuesta correcta es la **b**.

2.50. ¿Cuál de los siguientes compuestos orgánicos no es un isómero del 2-metilbutanal?
a) 1,3-Butadien-2-ol
b) Dimetilpropanal
c) 2-Pentanona
d) 1-Penten-1-ol
e) Pentanal
f) Butanona

(O.Q.N. Oviedo 2014) (O.Q.L. Madrid 2017)

El 2-metilbutanal, $CH_3CH_2CH(CH_3)$ –CHO, es un aldehído que contiene el grupo funcional carbonilo y un radical metilo. Su fórmula molecular es $C_5H_{10}O$.

a) **Verdadero**. El 1,3-butadien-2-ol, $CH_2{=}CHOHCH{=}CH_2$, es un alcohol de cuatro carbonos con dos insaturaciones que no es un isómero del 2-metilbutanal. Su fórmula molecular es C_4H_7O.

b) Falso. El dimetilpropanal, $CH_3C(CH_3)_2CHO$, es un aldehído con dos radicales metilo que sí es un isómero del 2-metilbutanal. Su fórmula molecular es $C_5H_{10}O$.

c) Falso. La 2-pentanona, $CH_3CH_2CH_2COCH_3$, es una cetona de cinco carbonos que sí es un isómero del 2-metilbutanal. Su fórmula molecular es $C_5H_{10}O$.

d) Falso. El 1-penten-1-ol, $CH_3CH_2CH_2COH{=}CH_2$, es un alcohol insaturado de cinco carbonos que sí es un isómero del 2-metilbutanal. Su fórmula molecular es $C_5H_{10}O$.

e) Falso. El pentanal, $CH_3CH_2CH_2CH_2CHO$, es un aldehído de cinco carbonos que sí es un isómero del 2-metilbutanal. Su fórmula molecular es $C_5H_{10}O$.

f) **Verdadero**. La butanona, $CH_3CH_2COCH_3$, es una cetona de cuatro carbonos cuya molecular es C_4H_7O que no es un isómero del 2-metilbutanal.

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

2.51. La fórmula empírica C_3H_8O corresponde a dos compuestos diferentes:
a) Propanol y propanona
b) Propanol y propanal
c) Propanol y etilmetiléter
d) Propanal y etilmetiléter
e) Ninguno de los anteriores.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

La fórmula del hidrocarburo saturado de tres carbonos es C_3H_8 y, como la fórmula propuesta tiene los mismos átomos de hidrógeno, quiere decir que no presenta ninguna insaturación. Los tres isómeros que son compatibles con la fórmula molecular propuesta son alcoholes o éteres saturados:

$CH_3CH_2CH_2OH$ → 1-propanol

$CH_3CHOHCH_3$ → 2-propanol

$CH_3CH_2OCH_3$ → etilmetiléter o metoxietano

La respuesta correcta es la **c**.

2.52. Un compuesto orgánico lineal y saturado, con un grupo funcional alcohol, puede tener diferentes isómeros. Un isómero de función de este compuesto podría ser:
a) Un éter
b) Una cetona
c) Un aldehído
d) Un ácido carboxílico

(O.Q.L. Asturias 2014) (O.Q.L. Valencia 2018)

Los grupos funcionales de los alcoholes y éteres, son respectivamente, R−OH y R−OH−R', por tanto, estos tipos de compuestos orgánicos son isómeros de función.

La respuesta correcta es la **a**.

2.53. ¿Qué pareja de compuestos orgánicos no son isómeros?
a) 2-Propanol y etilmetiléter
b) Pentano y dimetilpropano
c) Etenol y etanol
d) Metanol y metanal

(O.Q.L. Galicia 2014)

Dos compuestos son isómeros si presentan la misma fórmula molecular y distinta fórmula desarrollada.

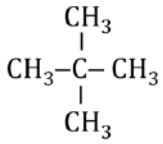
a) Falso. 2–Propanol y etilmetiléter son isómeros de función:

$CH_3CHOHCH_3$ — 2-propanol

$CH_3–CH_2–O–CH_3$ — etilmetiléter

b) Falso. Pentano y dimetilpropano son isómeros de cadena:

$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$ — Pentano



dimetilpropano

c) **Verdadero**. Etenol, C_2H_4O, y etanol, C_2H_6O, no tienen la misma fórmula molecular, por tanto, no son isómeros.

d) **Verdadero**. Metanol, CH_4O, y metanal, CH_2O, no tienen la misma fórmula molecular, por tanto, no son isómeros.

Las respuestas correctas son **c** y **d**.

2.54. ¿Cuántos éteres tienen la siguiente fórmula molecular $C_5H_{12}O$?
a) 2
b) 3
c) 4
d) 5
e) 6

(O.Q.L. Madrid 2014)

La fórmula del hidrocarburo saturado de cinco carbonos es C_5H_{12} y, como la fórmula propuesta tiene los mismos átomos de hidrógeno, quiere decir que no presenta ninguna insaturación. Los 5 éteres saturados compatibles con la fórmula molecular propuesta son:

$CH_3OCH_2CH_2CH_2CH_3$ → metoxibutano

$CH_3OCH(CH_3)CH_2CH_3$ → metoxi-1-metilpropano

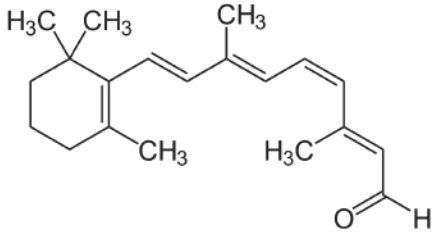
$CH_3{-}CH_2CH(CH_3)CH_3$ → metoxi-2-metilpropano

$CH_3CH_2OCH_2CH_2CH_3$ → etoxipropano

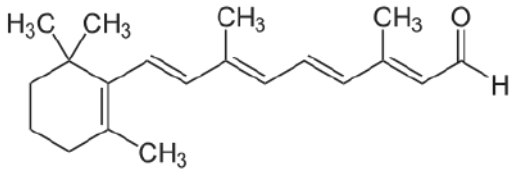
$CH_3CH_2OCH(CH_3)CH_3$ → etoximetiletano

La respuesta correcta es la **d**.

2.55. El retinal es un compuesto cuya isomerización está relacionada con el mecanismo de la visión. El cis y el trans-retinal presentan isomería de tipo:



cis-retinal



trans-retinal

a) Geométrica
b) Óptica
c) De función
d) De posición

(O.Q.L. Madrid 2015)

Las olefinas estereoisoméricas difieren en las posiciones de los átomos (o grupos) con respecto a un plano que contiene el doble enlace. En el isómero cis los átomos están en el mismo lado, en el isómero trans están en lados opuestos.

El retinal presenta isomería geométrica.

La respuesta correcta es la **a**.

2.56. Buteno y ciclobutano tienen la misma fórmula molecular C_4H_8. Se puede concluir que:
a) Son dos formas de denominar el mismo compuesto.
b) Se trata de dos alquenos.
c) Son dos sustancias distintas con las mismas propiedades.
d) Son dos sustancias diferentes con distintas propiedades.

(O.Q.L. Valencia 2015)

Se trata de dos isómeros del C_4H_8. Son sustancias diferentes que tienen la misma fórmula molecular pero distinta fórmula desarrollada, por lo que sus propiedades son diferentes.

La respuesta correcta es la **d**.

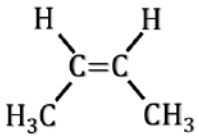
2.57. ¿Cuántas sustancias diferentes son compatibles con la fórmula molecular C_4H_8.
a) 3
b) 4
c) 5
d) 2

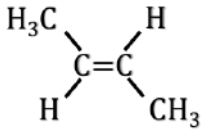
(O.Q.L. Valencia 2015) (O.Q.L. Canarias 2007)

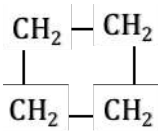
Existen 6 isómeros compatibles con la fórmula C_4H_8:

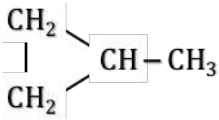
$CH_2{=}CHCH_2CH_3$ 1-buteno

$CH_2{=}C(CH_3)CH_3$ metilpropeno


cis-2-buteno


trans-2-buteno


ciclobutano


metilciclopropano

Ninguna respuesta es correcta.

(En Canarias 2007 se pregunta fórmula, nombre y si existe isomería geométrica).

2.58. De las siguientes fórmulas moleculares recogidas en la tabla, los compuestos que presentan una cetona entre sus isómeros son:

C_3H_2O	C_3H_6O	C_3H_8O	$C_3H_6O_2$
(1)	(2)	(3)	(4)

a) 1 y 2
b) 2 y 3
c) 2 y 4
d) Solo 2

(O.Q.L. Asturias 2015)

A la vista de la fórmula molecular y comparándola con la del hidrocarburo saturado de tres carbonos, C_3H_8, se deduce que el compuesto que presente una insaturación debida la grupo carbonilo, C=O, debe contener dos átomos de hidrógeno menos que el hidrocarburo, es decir, seis átomos. Por tanto, los únicos compuestos que pueden presentar una cetona entre sus isómeros son:

(1) $C_3H_6O \rightarrow CH_3COCH_3$ (acetona o propanona)

(2) $C_3H_6O_2 \rightarrow HOCH_2COCH_3$ (1-hidroxiacetona o 1-hidroxipropanona)

La respuesta correcta es la **c**.

2.59. Dada la molécula:
$CH_3CH{=}CHCH_2CH_2CBr{=}CHCl$
¿Cuántos isómeros geométricos cis/trans diferentes puede presentar?
a) La molécula no tiene isómeros geométricos, sino que muestra isomería de cadena.
b) 2 isómeros
c) 4 isómeros
d) 8 isómeros

(O.Q.N. Alcalá 2016)

Las olefinas estereoisoméricas difieren en las posiciones de los átomos (o grupos) con respecto a un plano que contiene el doble enlace. En el isómero cis los átomos están en el mismo lado, en el isómero trans están en lados opuestos .

La molécula propuesta presenta dos dobles enlaces entre los carbonos C1 y C2 y C5 y C6, por lo que tiene 4 isómeros geométricos:

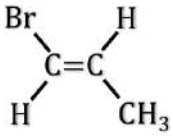
La respuesta correcta es la **c**.

2.60. De los siguientes compuestos orgánicos ¿cuál o cuáles presentan isomería cis-trans?
i) 1-Bromopropeno ii) 1,2-Dibromoeteno iii) 2-Bromopropeno
a) 1-Bromopropeno y 1,2-Dibromoeteno
b) 1,2-Dibromoeteno
c) 2-Bromopropeno y 1,2-Dibromoeteno
d) 1-Bromopropeno

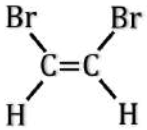
(O.Q.L. Galicia 2016)

Las olefinas estereoisoméricas difieren en las posiciones de los átomos (o grupos) con respecto a un plano que contiene el doble enlace. En el isómero cis los átomos están en el mismo lado, en el isómero trans están en lados opuestos.

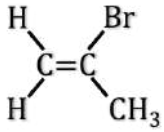
i) 1-Bromopropeno sí presenta isomería cis-trans, ya que tiene un doble enlace entre carbonos y cada uno de ellos está unido a un átomo de hidrógeno.



ii) 1,2-Dibromoeteno sí presenta isomería cis-trans, ya que tiene un doble enlace entre carbonos y cada uno de ellos está unido a un átomo de bromo (o hidrógeno).



iii) 2-Bromopropeno no puede presentar este tipo de isomería, ya que un mismo átomo de carbono del doble enlace es el que está unido a dos átomos de hidrógeno.



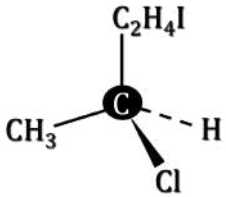
La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla-La Mancha 2004).

2.61. ¿Cuál de los siguientes compuestos puede presentar actividad óptica?
a) 1-cloropropeno
b) 1-clorociclohexano
c) 2-cloro-4-yodobutano
d) Cis-2-buteno

(O.Q.L. Madrid 2016)

Para que un compuesto presente actividad óptica es necesario que tenga un carbono asimétrico (quiral). De los compuestos propuestos, el único que cumple esa condición es:



2-cloro-4-yodobutano

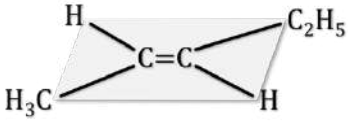
La respuesta correcta es la **c**.

2.62. ¿Cuál de los siguientes compuestos presenta isomería geométrica o cis-trans?
a) $Cl_2C{=}CH_2$
b) $CH_3CH_2CH{=}CH_2$
c) $CH_3CH_2CH{=}CHCH_3$
d) $Cl_2C{=}CHBr$

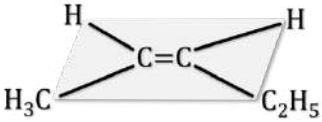
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

Las olefinas estereoisoméricas difieren en las posiciones de los átomos (o grupos) con respecto a un plano que contiene el doble enlace. En el isómero cis los átomos están en el mismo lado, en el isómero trans están en lados opuestos.

El 3-penteno, $CH_3CH_2CH{=}CHCH_3$, es un compuesto que presenta dos tipos de sustituyentes idénticos unidos a los carbonos que se enlazan con doble enlace, por ello, tiene dos isómeros según a qué parte del doble enlace estén colocados estos sustituyentes:



isómero trans



isómero cis

La respuesta correcta es la **c**.

2.63. Indique cuántos isómeros acíclicos tiene la fórmula molecular C_4H_8O:
a) 3
b) 6
c) 8
d) 14

(O.Q.L. La Rioja 2016)

La fórmula del hidrocarburo saturado de cuatro carbonos es C_4H_{10} y, como la fórmula propuesta tiene dos átomos de hidrógeno menos, quiere decir que presenta un doble enlace. Los compuestos que son compatibles con la fórmula molecular propuesta son alcoholes y éteres insaturados:

$CH_3CH_2CH{=}CHOH$ → 1-buten-1-ol
$CH_3CH{=}CHCH_2OH$ → 2-buten-1-ol
$CH_2{=}CHCH_2CH_2OH$ → 3-buten-1-ol
$CH_2{=}C(CH_3)CH_2OH$ → 2-metil-propen-1-ol
$CH_3OCH_2CH{=}CH_2$ → metoxi-2-propeno
$CH_3OC(CH_3){=}CH_2$ → metoxi-1-metileteno
$CH_3CH_2COH{=}CH_2$ → 1-buten-2-ol
$CH_3CH{=}COHCH_3$ → 2-buten-2-ol
$CH_2{=}CHCHOHCH_3$ → 3-buten-2-ol
$CH_3CH_2OCH{=}CH_2$ → etoxieteno
$CH_3OCH{=}CH{-}CH_3$ → metoxi-1-propeno

o bien aldehídos y cetonas:

$CH_3CH_2CH_2CHO$ → butanal
$CH_3CH_2COCH_3$ → butanona
$CH_3C(CH_3)CHO$ → metilpropanal

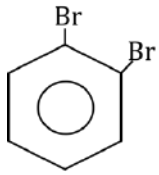
Existen 14 isómeros compatibles con la fórmula molecular propuesta.

La respuesta correcta es la **d**.

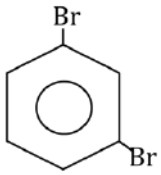
2.64. El número de isómeros del dibromobenceno es:
a) Uno
b) Dos
c) Tres
d) Cuatro

(O.Q.L. Asturias 2016)

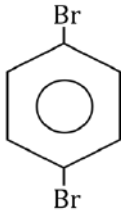
En un anillo bencénico disustituido existen 3 isómeros de posición:



1,2-dibromobenceno



1,3-dibromobenceno



1,4-dibromobenceno

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en La Rioja 2007).

2.65. ¿Cuántos alcoholes diferentes (sin incluir isómeros ópticos) tienen la fórmula molecular $C_4H_{10}O$?
a) 2
b) 3
c) 4
d) 5

(O.Q.N. El Escorial 2017)

La fórmula del hidrocarburo saturado de cuatro carbonos es C_4H_{10} y, como la fórmula propuesta tiene los mismos átomos de hidrógeno, quiere decir que no presenta ninguna insaturación. Los 3 isómeros compatibles con la fórmula molecular propuesta son alcoholes y éteres saturados:

$CH_3CH_2CH_2CH_2OH$ → 1-butanol

$CH_3CH_2CHOHCH_3$ → 2-butanol

$CH_3COH(CH_3)CH_3$ → 2-metil-2-propanol

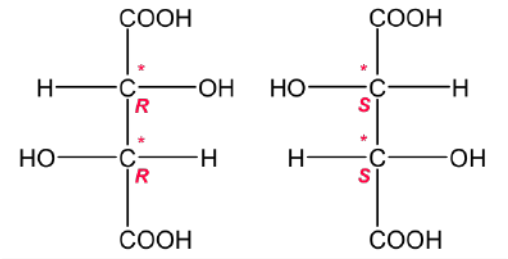
La respuesta correcta es la **b**.

2.66. El gran científico francés Louis Pasteur (1822–1895) es considerado el padre de la microbiología. Sin embargo, sus primeras investigaciones fueron en Química, consistiendo en la separación de los dos enantiómeros de sales del ácido tartárico. Con estos resultados sentó las bases de una importante áera de la Química. ¿De qué área se trata?
a) Química de los compuestos aromáticos
b) Estereoquímica
c) Química de los complejos de metales de transición
d) Catálisis

(O.Q.L. Madrid 2017)

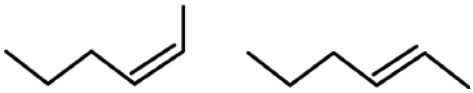
La estereoquímica es la parte de la química que se dedica al estudio de la distribución tridimensional de los átomos que integran las moléculas. Fue descubierta por Louis Pasteur en 1848 cuando, trabajando con sales del ácido tartárico obtenidas a partir de vino, observó que unos cristales desviaban el plano de polarización de la luz hacia la derecha y otros hacia la izquierda y, sin embargo, ambos poseían idénticas propiedades físicas y químicas.

Los enantiómeros son estereoisómeros que son imágenes especulares entre sí y no son superponibles. En el caso del ácido tartárico los enantiómeros son:



La respuesta correcta es la **b**.

2.67. ¿Cuál es la relación estructural entre las dos moléculas dibujadas?



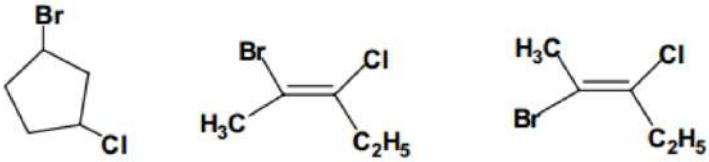
a) Idénticas
b) Isómeros geométricos
c) Isómeros estructurales
d) Enantiómeros

(O.Q.L. La Rioja 2017)

Las olefinas estereoisoméricas difieren en las posiciones de los átomos (o grupos) con respecto a un plano que contiene el doble enlace. En el isómero cis los átomos están en el mismo lado, en el isómero trans están en lados opuestos. Se trata de moléculas que presentan isomería geométrica.

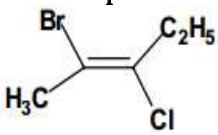
La respuesta correcta es la **b**.

2.68. ¿Cuál/es de las especies 1, 2 y 3:



1 2 3

es/son isómeros del compuesto 2–bromo–3–cloro–pent–2–eno cuya estructura se representa aquí?



a) La especie 1
b) La especie 2
c) Las especies 1 y 2
d) Las tres

(O.Q.L. Asturias 2017)

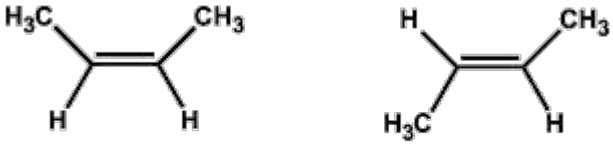
▪ La sustancia propuesta y la especie 1 tienen la misma fórmula molecular, C_5H_8BrCl, por tanto, son isómeros de cadena.

▪ La especie 2 también presenta la misma fórmula molecular que la sustancia de referencia y presenta isomería geométrica con ella.

▪ La especie 3 es idéntica a la de referencia.

La respuesta correcta es la **c**.

2.69. Dados el (Z)-2-buteno y el (E)-2-buteno (mostrados en la figura) y, sabiendo que ambos reaccionan con el Br_2 para formar compuestos con la fórmula $C_4H_8Br_2$:

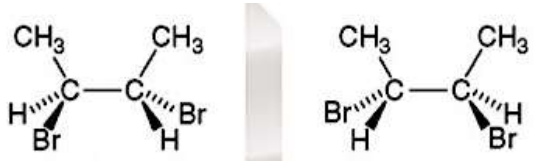


(Z)-2-buteno (E)-2-buteno

¿Cuál es la relación entre ellos?
a) Isómeros estructurales
b) Enantiómeros
c) Diasteroisómeros
d) Idénticos

(O.Q.N. Salamanca 2018)

Ambos reactivos son alquenos que reaccionan con Br_2 para formar dos enantiómeros del 2,3-dibromobutano que isómeros ópticos, ya que cada uno tiene dos carbonos asimétricos y que son un tipo de estereoisómeros tales que uno es imagen especular del otro, pero no son superponibles.



La respuesta correcta es la **b**.

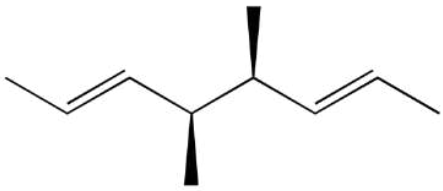
2.70. ¿Cuántos estereoisómeros son posibles en el 4,5-dimetiloctan-2,6-dieno?
[$CH_3CH{=}CHCH(CH_3)CH(CH_3)CH{=}CHCH_3$]

a) 4
b) 8
c) 10
d) 16

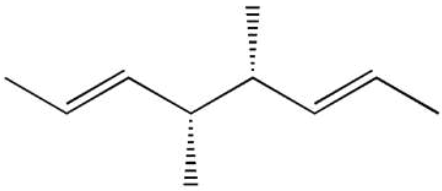
(O.Q.L. Madrid 2018)

Los 10 estereoisómeros de la sustancia propuesta son:

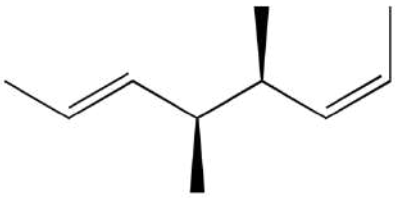
Pares de enantiómeros



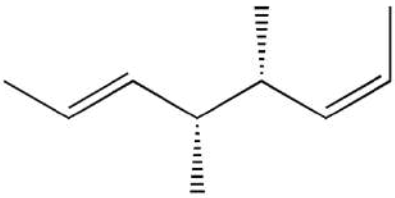
E,S,S,E



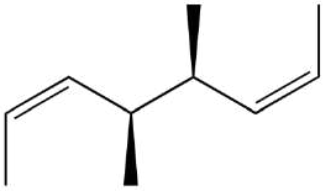
E,R,R,E



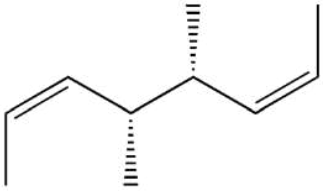
E,S,S,Z (Z,S,S,E)



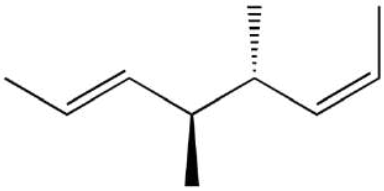
E,R,R,Z (Z,R,R,E)



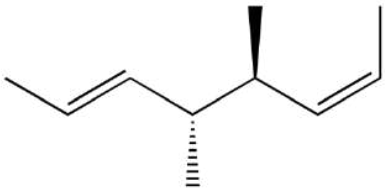
Z,S,S,Z



Z,R,R,Z

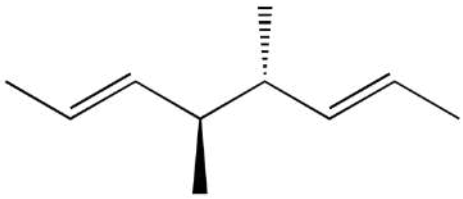


E,S,R,Z (Z,R,S,E)

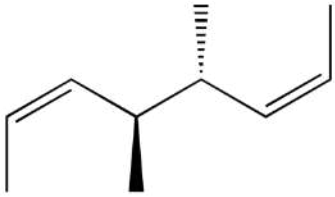


E,R,S,Z (Z,S,R,E)

Compuestos meso



E,S,R,E (E,R,S,E)



Z,S,R,Z (Z,R,S,Z)

La respuesta correcta es la **c**.

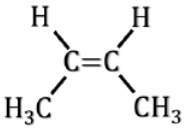
2.71. ¿Cuántos isómeros de posición son posibles en el buteno?
a) Dos
b) Tres
c) Uno
d) Cuatro

(O.Q.L. La Rioja 2018)

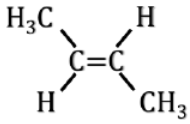
Los tres isómeros de posición posibles para el buteno son:

$CH_2{=}CH{-}CH_2{-}CH_3$

1-buteno



cis-2-buteno
(Z)-buten-2-eno



trans-2-buteno
(E)-buten-2-eno

La respuesta correcta es la **b**.

2.72. ¿Qué tipo de isómeros son el propanol y la propanona?
a) No son isómeros
b) De posición
c) De función
d) Estereoisómeros

(O.Q.L. Extremadura 2018)

Las fórmulas semidesarrolladas de las sustancias propuestas son:

$CH_3CH_2CH_2OH$	CH_3COCH_3
1-propanol	propanona

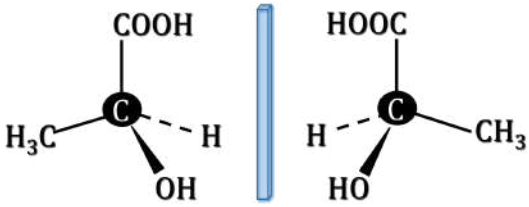
no son isómeros ya que no tienen la misma fórmula molecular.

La respuesta correcta es la **a**.

2.73. Dos compuestos se llaman enantiómeros cuando:
a) La estructura molecular de uno es la imagen especular de la del otro.
b) Tienen el mismo punto de ebullición.
c) Presentan el mismo punto de fusión.
d) Una mezcla equimolecular de ambos tiene una temperatura de ebullición correspondiente a la media de las temperaturas de cada uno de ellos por separado.

(O.Q.L. Murcia 2018)

Los enantiómeros son una clase de estereoisómeros tales que en la pareja de compuestos uno es imagen especular del otro y no son superponibles, lo mismo que una mano respecto a la otra. Tienen la propiedad de desviar la el plano de polarización de la luz uno hacia la derecha y el otro hacia la izquierda (isomería óptica). Un ejemplo típico es el ácido láctico:

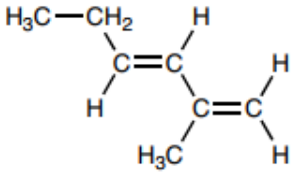


ácido (+) láctico ácido (–) láctico

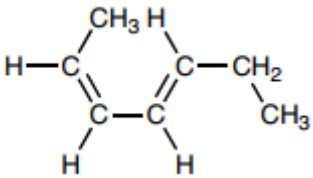
La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2013).

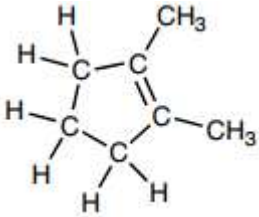
2.74. Sea la molécula (A), ¿cuál de las siguientes moléculas no es isómero de la indicada?



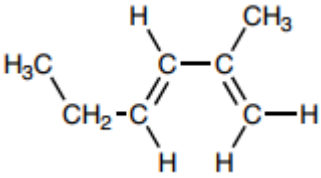
(A)



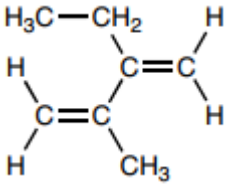
a)



b)



c)



d)

(O.Q.L. Asturias 2018)

La molécula c) no es ningún isómero, se trata de la misma sustancia que la A.

La respuesta correcta es la **c**.

2.75. ¿Cuál de estos compuestos no presenta isomería óptica?
a) $CH_3CH(OH)CH_2CH_3$
b) BrCH=CHCl
c) $CH_3CH(NH_2)COOH$
d) $CH_3CH(OH)CH_2CH_2CH_3$

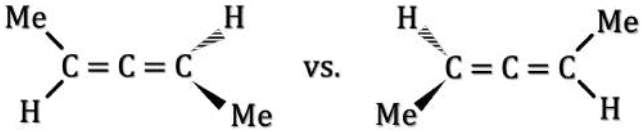
(O.Q.L. Galicia 2018) (O.Q.L. Galicia 2019)

Para que un compuesto presente isomería óptica debe tener un carbono asimétrico.

De los compuestos propuestos, el único que no tiene un carbono asimétrico es el BrCH=CHCl.

La respuesta correcta es la **b**.

2.76. A partir de la estructura de estos dos isómeros, ¿cuál es la relación que existe entre ellos?



a) Son homómeros
b) Son enantiómeros
c) Son diasteroisómeros
d) Son epímeros

(O.Q.N. Santander 2019)

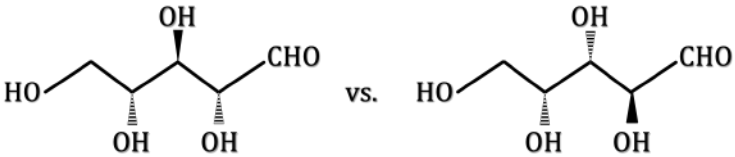
▪ Las sustancias propuestas son alenos, que son isómeros sin estereocentros o centros quirales que no presentan plano de simetría, así que se trata de enantiómeros, estereoisómeros que son imágenes especulares uno del otro no superponibles.

▪ Epímeros son estereoisómeros que solo difieren en un centro estereogénico (quiral).

▪ Diastereoisómeros son estereoisómeros que no son imágenes especulares ni son superponibles uno sobre otro.

La respuesta correcta es la **b**.

2.77. Indique la relación que existe entre la siguiente pareja de compuestos:



a) Son homómeros
b) Son enantiómeros
c) Son diasteroisómeros
d) Son epímeros

(O.Q.N. Santander 2019)

▪ Enantiómeros son estereoisómeros que son imágenes especulares uno del otro.

▪ Epímeros son estereoisómeros que solo difieren en un centro estereogénico (quiral).

▪ Diastereoisómeros son estereoisómeros que no son imágenes especulares ni son superponibles uno sobre otro.

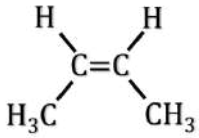
La respuesta correcta es la **c**.

2.78. A partir de los siguientes compuestos orgánicos:
I) but-2-eno II) but-1-eno III) 1-clorobut-1-eno IV) 2-clorobut-2-eno
Pueden presentar isómeros geométricos:
a) I y II
b) I, III y IV
c) II y IV
d) Todos

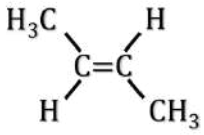
(O.Q.L. Asturias 2019)

Las olefinas estereoisoméricas difieren en las posiciones de los átomos (o grupos) con respecto a un plano que contiene el doble enlace. En el isómero cis los átomos están en el mismo lado, en el isómero trans están en lados opuestos.

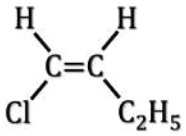
I-III-IV) Los compuestos, but-2-eno, 1-clorobut-1-eno y 2-clorobut-2-eno, tienen dos sustituyentes idénticos unidos a los carbonos que se enlazan con doble enlace, por este motivo presentan, cada uno, dos isómeros según a qué parte del doble enlace estén colocados estos sustituyentes:



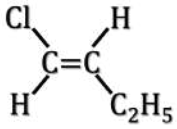
cis-but-2-eno



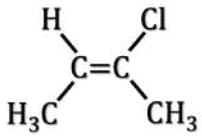
trans-but-2-eno

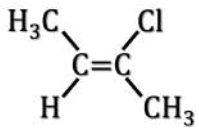


cis-1-clorobut-1-eno



trans-1-clorobut-1-eno


cis-2-clorobut-2-eno


trans-2-clorobut-2-eno

II) El but-1-eno tiene tres sustituyentes idénticos unidos a los carbonos que se enlazan con doble enlace, por este motivo tiene no presenta isomería geométrica.

La respuesta correcta es la **b**.

2.79. Dadas las siguientes fórmulas moleculares los compuestos que presentan un éster entre sus isómeros son:

I) $C_4H_8O_2$ II) $C_4H_6O_2$ III) $C_3H_8O_2$ IV) $C_2H_4O_2$

a) I y IV
b) II y III
c) I, II y IV
d) Solo I

(O.Q.L. Asturias 2019)

Los ésteres deben presentar al menos una insaturación correspondiente al grupo carbonilo.

I) **Verdadero**. La fórmula del hidrocarburo saturado de cuatro carbonos es C_4H_{10} y, como el compuesto propuesto, $C_4H_8O_2$, tiene dos átomos de hidrógeno menos, quiere decir que presenta una insaturación.

II) Falso. La fórmula del hidrocarburo saturado de cuatro carbonos es C_4H_{10} y, como el compuesto propuesto, $C_4H_6O_2$, tiene cuatro átomos de hidrógeno menos, quiere decir que presenta dos insaturaciones.

III) Falso. La fórmula del hidrocarburo saturado de tres carbonos es C_3H_8 y, como al compuesto propuesto, $C_3H_8O_2$, no le faltan átomos de hidrógeno, quiere decir que no presenta ninguna insaturación.

IV) **Verdadero**. La fórmula del hidrocarburo saturado de dos carbonos es C_2H_6 y, como el compuesto dado, $C_2H_4O_2$, tiene dos átomos de hidrógeno menos, quiere decir que presenta una insaturación.

La respuesta correcta es la **a**.

2.80. Son isómeros de función de fórmula molecular C_3H_6O:
a) Prop-2-en-1-ol y prop-1-en-1-ol
b) Propanona y propanal
c) Ciclopropanol y propanol
d) Propanona y etilmetileter

(O.Q.L. Asturias 2019)

Dos compuestos son isómeros de función si presentando la misma fórmula molecular y distinta fórmula desarrollada tienen en su estructura un grupo funcional diferente.

a) Falso. Prop-2-en-1-ol y prop-1-en-1-ol son isómeros de posición:

$CH_2OH–CH=CH_2$ prop-2-en-1-ol

$CHOH=CH–CH_3$ prop-1-en-1-ol

b) **Verdadero**. Propanona y propanal son isómeros de función:

$CH_3–CO–CH_3$ Propanone

$CH_3–CH_2–CHO$ propanal

c) Falso. Ciclopropanol (C_3H_6O) y propanol (C_3H_8O) no son isómeros, ya que tienen diferente fórmula molecular.

d) Falso. Propanona (C_3H_6O) y etilmetiléter (C_3H_8O) no son isómeros, ya que tienen diferente fórmula molecular.

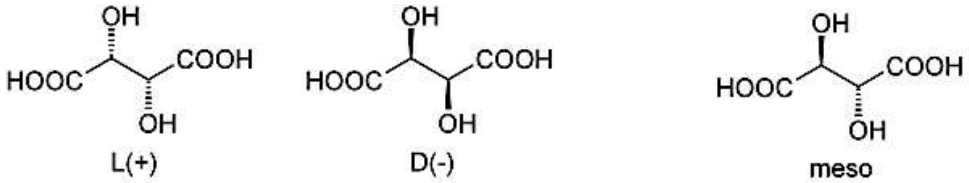
La respuesta correcta es la **b**.

2.81. El ácido tartárico es un producto natural, componente de algunas frutas. Los estudios que Pasteur realizó con las sales del ácido tartárico constituyen un hito en el desarrollo de la estereoquímica. ¿Cuántos estereoisómeros tiene el ácido tartárico? [Fórmula: $HO_2CCH(OH)CH(OH)CO_2H$].
a) Uno
b) Dos
c) Tres
d) Cuatro

(O.Q.L. Madrid 2019)

En 1848, Louis Pasteur descubrió la isomería óptica al comprobar que los cristales de sales de ácido tartárico cuyas estructuras eran imágenes especulares no superponibles, tenían la propiedad de desviar la luz polarizada el mismo ángulo, pero en sentidos opuestos.

El ácido tartárico cuyo nombre IUPAC es ácido 2,3-dihidroxibutanodioico, presenta dos carbonos asimétricos, por lo que tiene 3 estereoisómeros cuyas estructuras son:



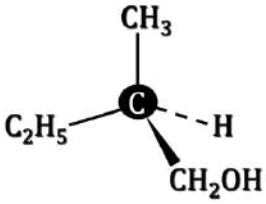
La respuesta correcta es la **c**.

2.82. Indique cuál de los siguientes compuestos puede presentar isómeros ópticos:
a) 2-Metilbutan-1-ol
b) Pentan-3-ona
c) 2-Clorohex-2-eno
d) Propilamina

(O.Q.L. La Rioja 2020)

Un compuesto orgánico presenta isomería óptica si tiene un carbono asimétrico (quiral).

Esta condición la cumple el 2-metilbutan-1-ol que tiene el carbono 2 con los cuatro sustituyentes diferentes.



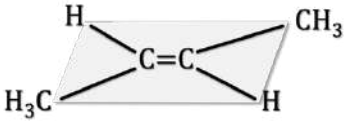
La respuesta correcta es la **a**.

2.83. ¿Cuál de los siguientes compuestos presenta isomería geométrica o cis-trans?
a) 1-buteno
b) 2-buteno
c) 1-butino
d) 2-butino

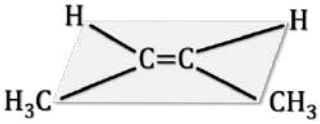
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2020)

Las olefinas estereoisoméricas difieren en las posiciones de los átomos (o grupos) con respecto a un plano que contiene el doble enlace. En el isómero cis los átomos están en el mismo lado, en el isómero trans están en lados opuestos.

El 2-buteno o but-2-eno, $CH_3CH{=}CHCH_3$, es un compuesto que presenta dos tipos de sustituyentes idénticos unidos a los carbonos que se enlazan con doble enlace, por ello. tiene dos isómeros según a qué parte del doble enlace estén colocados estos sustituyentes:



isómero trans



isómero cis

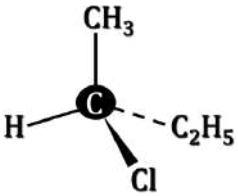
La respuesta correcta es la **b**.

2.84. Indique el compuesto que tiene dos isómeros ópticos:
a) 1,2–Dicloroetino
b) 1,3–Diclorobenceno
c) Bromo–cloro–metano
d) 2–Clorobutano

(O.Q.L. Asturias 2020)

Un compuesto orgánico presenta isomería óptica si tiene un carbono asimétrico (quiral).

Esta condición la cumple el 2-clorobutano, ya que tiene un carbono con los cuatro sustituyentes diferentes.



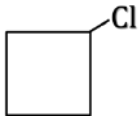
La respuesta correcta es la **d**.

2.85. El 2-clorobut-2-eno y el clorociclobutano:
a) No son isómeros
b) Son isómeros de cadena
c) Son isómeros de posición
d) Son isómeros geométricos

(O.Q.L. Asturias 2020)

El 2-clorobut-2-eno y el clorociclobutano son isómeros de cadena:

$CH_3CCl{=}CHCH_3$
2-clorobut-2-eno



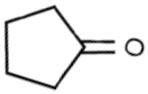
clorociclobutano

La respuesta correcta es la **b**.

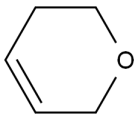
2.86. Un compuesto de fórmula molecular C_5H_8O, tiene sólo un doble enlace. ¿Cuántos anillos presenta su estructura molecular?
a) 0
b) 1
c) 2
d) No es posible saberlo.

(O.Q.L. Valencia 2020)

Existen 2 compuestos que presentando un anillo en su estructura son compatibles con la fórmula molecular C_5H_8O:



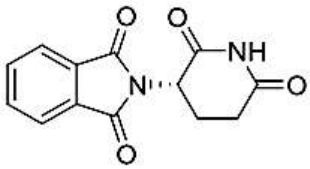
ciclopentanona

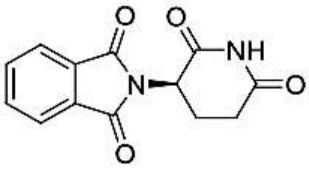


dihidropirano

La respuesta correcta es la **b**.

2.87. La talidomida es un fármaco que se utilizaba como sedante y calmante de náuseas durante los tres primeros meses de embarazo. Este medicamento provocó miles de casos de focomelia, anomalía congénita que afectaba a los bebés, consistente en la ausencia de elementos óseos y musculares en los miembros superiores o inferiores. Como se observa en la figura siguiente, la talidomida presenta dos isómeros, siendo únicamente uno de ellos bioactivo.





¿Qué tipo de isomería presenta?
a) Regioisomería
b) Diastereoisomería
c) Enantioisomería
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Madrid 2020)

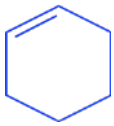
Se trata de estereoisómeros o isómeros ópticos llamados enantiómeros ya que sus imágenes especulares no son superponibles. Tienen las mismas propiedades físicas y químicas, excepto por la interacción con el plano de la luz polarizada que cada uno de ellos desvía hacia una parte del plano.

La respuesta correcta es la **c**.

2.88. Indique qué par de compuestos no son isómeros:
a) Ciclohexeno y 1-hexeno
b) Ciclohexeno y 2-hexino
c) Pentanamida y 2-aminociclopentanol
d) 1-Propanol y metoxietano

(O.Q.L. Madrid 2020)

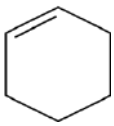
a) **Verdadero**. Ciclohexeno y 1-hexeno no son isómeros ya que tienen distinta fórmula molecular, C_6H_{10} y C_6H_{12}, respectivamente:



Ciclohexeno

$CH_2{=}CHCH_2CH_2CH_2CH_3$
1-hexeno

b) Falso. Ciclohexeno y 2-hexino son isómeros de cadena:

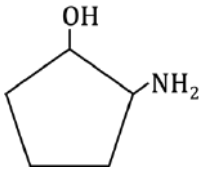


Ciclohexeno

$CH_3C{\equiv}CCH_2CH_2CH_3$
2-hexino

c) Falso. Pentanamida y 2-aminociclopentanol son isómeros de función:

$CH_3CH_2CH_2CH_2CONH_2$
Pentanamida



2-aminociclopentanol

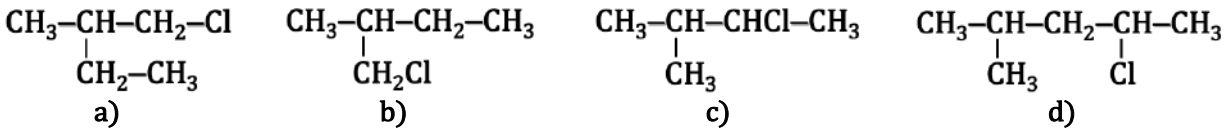
d) Falso. 1-Propanol y metoxietano son isómeros de función:

$CH_3CH_2CH_2OH$
1-propanol

$CH_3OCH_2CH_3$
metoxietano

La respuesta correcta es la **a**.

2.89. ¿Cuál de las siguientes estructuras no es isómera de las demás?



a) b) c) d)

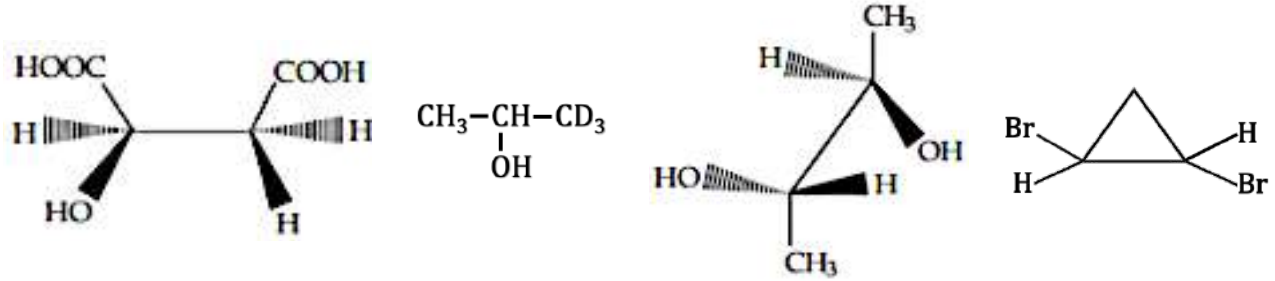
(O.Q.N. Valencia 2020)

Las estructuras son a) y b) corresponden al mismo compuesto, 2-clorometilbutano; y la estructura c) es el 2-cloro-3-metilbutano. Ambas sustancias, son isómeros cuya fórmula molecular es $C_5H_{11}Cl$.

Por otra parte, la estructura son d) corresponde al 2-cloro-4-metilpentano, cuya fórmula molecular es $C_6H_{13}Cl$ y que no es isómero de los anteriores.

La respuesta correcta es la **d**.

2.90. ¿Cuál de las siguientes moléculas no presentará actividad óptica?

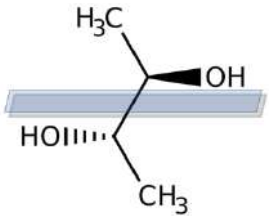


a) b) c) d)

(O.Q.N. Valencia 2020)

Para que un compuesto no presente actividad óptica es necesario que no tenga un carbono asimétrico (quiral) en su estructura o, si como en este caso tiene dos, que la desviación provocada por uno de los carbonos sea compensada por la desviación que produce el otro.

De los compuestos propuestos, el único que cumple esta última condición es el 2,3-dihidroxibutano:



Como se observa presenta un plano de simetría, por tanto, se trata de una forma meso que no presenta actividad óptica.

La respuesta correcta es la **c**.

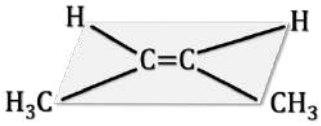
2.91. ¿Qué prefijos indican que una molécula presenta isómeros geométricos?
a) D/L
b) cis/trans
c) R/S
d) +/–

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2021)

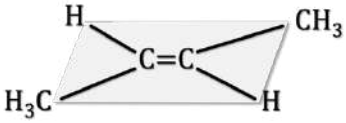
Las olefinas estereoisoméricas difieren en las posiciones de los átomos (o grupos) con respecto a un plano que contiene el doble enlace.

A partir de cada compuesto se pueden obtener dos isómeros:

▪ cis → tiene los sustituyentes idénticos unidos a los átomos de carbono situados de la misma parte del doble enlace.



▪ trans → tiene los sustituyentes idénticos unidos a los átomos de carbono situados de la parte opuesta del doble enlace.



Actualmente, se emplea la nomenclatura *Z* ("zusammen" que significa juntos) para indicar al isómero cis y *E* ("entgegen" que significa opuesto) para el isómero trans.

La respuesta correcta es la **b**.

2.92. ¿Cuál de las siguientes moléculas no es isómero estructural del hexano, C_6H_{14}?
a) 2,3–Dimetilbutano
b) 2,2–Dimetilbutano
c) 2,3–Dimetilpentano
d) 3–Metilpentano

(O.Q.L. Asturias 2021)

▪ Los compuestos, 2,3–dimetilbutano, 2,2–dimetilbutano y 3–metilpentano, tienen de fórmula molecular C_6H_{14}, por lo que son isómeros del hexano.

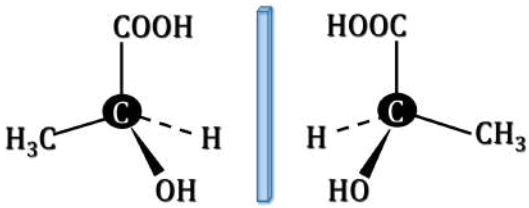
▪ El compuesto 3–dimetilpentano, tiene de fórmula molecular C_7H_{16}, por lo que no es isómero del hexano.

La respuesta correcta es la **c**.

2.93. Los enantiómeros siempre:
a) Rotan el plano de la luz polarizada.
b) Tienen al menos un carbono asimétrico.
c) Tienen diferentes propiedades físicas.
d) Cambian el color de la luz.

(O.Q.N. Madrid 2021)

Los enantiómeros son una clase de estereoisómeros tales que en la pareja de compuestos uno es imagen especular del otro y no son superponibles, lo mismo que una mano respecto a la otra. Tienen la propiedad de desviar el plano de polarización de la luz uno hacia la derecha y el otro hacia la izquierda (isomería óptica). Un ejemplo típico es el ácido láctico:

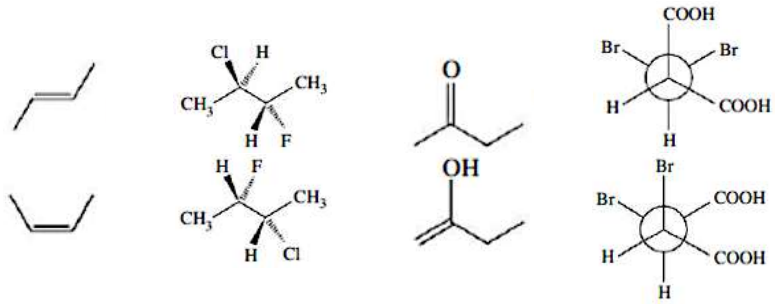


ácido (+) láctico ácido (–) láctico

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2013 y otras).

2.94. ¿Cuál de las siguientes parejas consta de dos estereoisómeros geométricos?



a) b) c) d)

(O.Q.N. Madrid 2021)

Las olefinas estereoisoméricas difieren en las posiciones de los átomos (o grupos) con respecto a un plano que contiene el doble enlace.

A partir de cada compuesto se pueden obtener dos isómeros:

- cis → tiene los sustituyentes idénticos unidos a los átomos de carbono situados de la misma parte del doble enlace.

- trans → tiene los sustituyentes idénticos unidos a los átomos de carbono situados de la parte opuesta del doble enlace.

Actualmente, se emplea la nomenclatura *Z* ("zusammen" que significa juntos) para indicar al isómero cis y *E* ("entgegen" que significa opuesto) para el isómero trans.

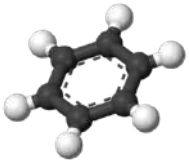
La respuesta correcta es la **b**.

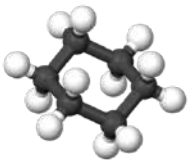
3. PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS ORGÁNICOS

3.1. Señale la proposición correcta:
a) Las moléculas de benceno y ciclohexano son planas.
b) El benceno tiene conformaciones de silla y bote.
c) La energía de resonancia es la diferencia de energía entre las dos moléculas: benceno y ciclohexano.
d) El benceno es más reactivo que el ciclohexano y por tanto menos estable.
e) La energía de resonancia del benceno se puede calcular a partir de las entalpías de reacción del ciclohexeno.

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Madrid 2011)

a-b) Falso. La molécula de benceno es plana mientras que la de ciclohexano no lo es.


benceno


ciclohexano

c) Falso. La diferencia de energía entre la molécula de benceno real ($\Delta_f H = 229$ kJ mol^{-1}), calculada a partir de las energías de enlace, y la experimental observada en una estructura de Kekulé ($\Delta_f H = 83$ kJ mol^{-1}) se denomina energía de resonancia o deslocalización ($\Delta_{res} H = 146$ kJ mol^{-1}).

d) Falso. La aromaticidad del benceno, es decir, su sistema de dobles enlaces alternos le confiere a esta molécula una gran estabilidad.

e) **Verdadero**. La diferencia entre las entalpías del ciclohexatrieno y del benceno proporciona la energía de resonancia del benceno.

La respuesta correcta es la **e**.

3.2. Los siguientes compuestos: CH_3COOH, $CH_2ClCOOH$, CH_3CH_2OH y ArOH, ordenados en sentido creciente de su fuerza como ácidos es:
a) CH_3COOH, CH_3CH_2OH, ArOH, $CH_2ClCOOH$
b) CH_3CH_2OH, ArOH, CH_3COOH, $CH_2ClCOOH$
c) CH_3COOH, $CH_2ClCOOH$, CH_3CH_2OH, ArOH
d) $CH_2ClCOOH$, CH_3COOH, CH_3CH_2OH, ArOH
e) CH_3CH_2OH, CH_3COOH, $CH_2ClCOOH$, ArOH

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

▪ El compuesto menos ácido de todos es el etanol, CH_3CH_2OH, ya que si libera un protón del grupo —OH le resulta difícil deslocalizar el electrón que queda en el radical alquílico.

▪ El fenol, ArOH, es más ácido que el etanol, ya que cuando libera un protón del grupo —OH puede deslocalizar el electrón que queda, tanto en el átomo de oxígeno como en los tres átomos de carbono adyacentes al átomo de oxígeno, lo que hace que el ion fenóxido sea muy estable.

▪ El ácido acético, CH_3COOH, es el siguiente compuesto más ácido, ya que cuando libera un protón del grupo —COOH, el ion carboxilato formado es muy estable debido a que la carga negativa queda deslocalizada entre los dos átomos de oxígeno.

▪ La sustitución de un átomo de hidrógeno por un halógeno, un elemento que capaz de atraer fuertemente electrones, aumenta la acidez debido al efecto inductivo que ayuda a estabilizar el ion carboxilato. El compuesto más ácido de los propuestos es el ácido cloroacético, $CH_2ClCOOH$.

De acuerdo con lo expuesto, los compuestos dados ordenados por acidez creciente son:

$$CH_3CH_2OH < ArOH < CH_3COOH < CH_2ClCOOH$$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores del pK_a son:

$$CH_3CH_2OH\ (15{,}9) < ArOH\ (10{,}0) < CH_3COOH\ (4{,}8) < CH_2ClCOOH\ (2{,}9)$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.3. Respecto del metano se puede decir que:
a) No se encuentra libre en la naturaleza.
b) Es bastante denso.
c) Se obtiene en la industria del petróleo.
d) Es muy soluble en agua.

(O.Q.L. Murcia 2015)

El metano es el hidrocarburo saturado más ligero que existe y se obtiene de la destilación fraccionada del petróleo. También se obtiene a partir de la descomposición de la materia orgánica.

La respuesta correcta es la **c**.

3.4. ¿Qué químico propuso la tetravalencia del carbono?
a) Kekulé
b) Mendeleev
c) Lavoisier
d) Berzelius

(O.Q.L. Madrid 2016)

August Kekulé (1829–1896), propuso en 1857 la tetravalencia del carbono y la capacidad de los átomos de carbono para enlazarse entre sí.

La respuesta correcta es la **a**.

3.5. ¿Cuál de las siguientes propiedades es característica de los compuestos aromáticos?
a) Dan reacciones de sustitución preferentemente a las de adición con reactivos electrófilos.
b) Son planos.
c) Presentan enlaces carbono-carbono con longitudes intermedias entre los enlaces sencillos y dobles.
d) Todas las anteriores.

(O.Q.L. Madrid 2017)

Los compuestos aromáticos se caracterizan por:

▪ Formar estructuras cíclicas con gran estabilidad por lo que dan reacciones de sustitución con reactivos electrófilos.

▪ Formar estructuras cíclicas con un sistema de dobles enlaces alternados pero que presenta resonancia, lo que motiva que todos los enlaces C—C tengan la misma longitud, menor que la del enlace sencillo pero mayor que la del enlace doble.

▪ De acuerdo con la notación del modelo RPECV todos los átomos de carbono que forman el anillo presentan 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 y geometría es triangular respecto a cada carbono lo que hace que la geometría molecular sea plana.

La respuesta correcta es la **d**.

3.6. ¿Qué método para caracterizar compuestos orgánicos se basa en la vibración molecular?
a) Espectroscopía infrarroja (IR)
b) Espectroscopía de resonancia magnética nuclear (RMN)
c) Espectroscopía de ultravioleta visible (UV-visible)
d) Espectroscopía de rayos X (R-X)

(O.Q.N. Salamanca 2018)

La espectroscopia infrarroja (IR) se basa en el hecho de que las moléculas tienen frecuencias a las que los átomos de los distintos grupos funcionales que poseen rotan y vibran alrededor de los enlaces que los mantienen unidos dentro de la molécula.

La respuesta correcta es la **a**.

3.7. La cromatografía de gases es una técnica analítica que se utiliza para separar compuestos de volatilidad media o alta, la cual está altamente relacionada con los puntos de ebullición de las sustancias. En un laboratorio se analiza una muestra de suelo contaminada con VOC's (Compuestos Orgánicos Volátiles), entre los cuales se encuentran el decano, el undecano, el dodecano, el tridecano y el pentadecano. Indique el orden de detección a la salida de la columna cromatográfica (del primero al último):
a) Pentadecano, tridecano, dodecano, undecano y decano.
b) Decano, undecano, dodecano, tridecano y pentadecano.
c) Tridecano, pentadecano, dodecano, undecano y decano.
d) Undecano, dodecano, tridecano, pentadecano y decano.

(O.Q.L. Madrid 2018)

En una columna de cromatografía, los compuestos son retenidos en función de su temperatura de ebullición creciente, que es tanto mayor cuánto mayor es la masa molecular de la sustancia.

De acuerdo con esto, el orden de detección de las sustancias analizadas es el siguiente:

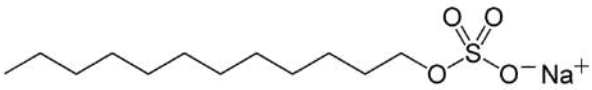
decano (142 u), undecano (156 u), dodecano (180 u), tridecano (204 u) y pentadecano (252 u)

La respuesta correcta es la **b**.

3.8. ¿Cuál de las siguientes composiciones puede ser la de un detergente?
a) Dodecilsulfato de sodio, pirofosfato de sodio, polietoxiamidas, estilbeno, limoneno.
b) Hipoclorito de sodio, pirofosfato de sodio, poliésteres, fenoles, alcanfor.
c) Hexanoato de amonio, citrato de sodio, poliolefinas, hidróxido de calcio, mentol.
d) Bicarbonato de sodio, ácido cítrico, poliésteres, compuestos aromáticos, vainillina.

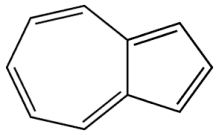
(O.Q.L. Madrid 2018)

El dodecilsulfato de sodio o laurilsulfato de sodio es una sustancia que tiene propiedades tensoactivas, que son adecuadas para cualquier detergente. Como se observa en la figura, presenta una parte hidrófilica, donde se encuentra el grupo sulfato y otra parte hidrofóbica que se corresponde con la cadena de átomos de carbono.



La respuesta correcta es la **a**.

3.9. Según la regla de aromaticidad de Hückel, un compuesto cíclico se considera "aromático" si tiene dobles enlaces conjugados, es plano y contiene $(4n + 2)$ electrones de tipo π, donde n es un número entero positivo, que incluye cero. Compuestos similares que poseen $4n$ electrones de tipo π son altamente inestables y se denominan compuestos "antiaromáticos". Mientras que "no aromáticos" son los compuestos cíclicos, no planos, que pudieran tener conjugación y fueran susceptibles de que se les pudiera aplicar la regla de Hückel. Es muy interesante cómo los compuestos reajustan su forma tridimensional y estructuras electrónicas para rebajar sus energías. Según estas definiciones, ¿cómo se consideraría el compuesto azuleno o biciclo[5.3.0]decapentaeno?



a) Aromático
b) Antiaromático
c) No aromático
d) Ninguna de las anteriores respuestas es cierta.

(O.Q.N. Santander 2019)

Se trata de un compuesto aromático, ya que:

- es plano y presenta un sistema de dobles enlaces conjugados
- presenta 5 enlaces dobles, por lo que tiene 10 electrones del tipo π, y de acuerdo con la regla de Hückel, $n = 2$.

La respuesta correcta es la **a**.

3.10. El metanotiol (también conocido como metilmercaptano) es un compuesto orgánico con un uso bastante peculiar. ¿Cuál es?
a) Producto de limpieza en reactores de fisión.
b) Ingrediente en la fabricación de golosinas.
c) Fertilizante de árboles frutales.
d) Aditivo de olor desagradable en las bombonas de butano.

(O.Q.L. Madrid 2021)

El metanotiol o metilmercaptano es un compuesto orgánico a que temperatura ambiente es un gas incoloro con olor muy desagradable. Por este motivo se añade en pequeñas cantidades al butano comercial para así poder detectar posibles fugas.

La respuesta correcta es la **d**.

3.11. ¿Cuál de las siguientes listas corresponde a los ingredientes de un champú?
a) Lauril éter sulfato de sodio, dodecilsulfato de sodio, glicerina.
b) Agua, glucosa, vanilina, propilenglicol.
c) Butano, ciclopentasiloxano, hidroxicloruro de aluminio.
d) Carbonato de calcio, dodecilsulfato sódico, fluoruro de sodio.

(O.Q.L. Madrid 2021)

La composición general de un champú es:

- lauril éter sulfato de sodio y dodecilsulfato de sodio (surfactantes o tensoactivos)
- glicerina (agente hidratante del cabello)
- otros (aromatizantes y colorantes)

La respuesta correcta es la **a**.

4. REACCIONES DE LOS COMPUESTOS ORGÁNICOS

4.1. Indique de qué tipo de alcohol se ha de partir para obtener un aldehído:
a) Alcohol primario
b) Alcohol secundario
c) Alcohol terciario
d) Dialcohol
e) 1–Hidroxibenceno

(O.Q.L. Asturias 1990) (O.Q.L. Murcia 2017)

Una forma de obtener un aldehído es mediante la oxidación de un alcohol primario.

La respuesta correcta es la **a**.

4.2. De las siguientes proposiciones señale las que se consideren correctas:
a) Los dobles enlaces de los alquenos son bastante menos reactivos que los simples de los alcanos.
b) En contraste con los alcanos, los alquenos se oxidan con cierta facilidad.
c) Los hidrocarburos aromáticos dan con facilidad reacciones de adición en el anillo aromático.
d) En el benceno los enlaces entre átomos de carbono se describen utilizando híbridos *sp*.
e) Todos los alcoholes secundarios presentan isomería óptica.

(O.Q.L. Asturias 1991)

a) Falso. El enlace sencillo C–C consiste en un enlace σ que es fuerte, sin embargo, el enlace doble C=C, está formado por este enlace σ y otro enlace π, más débil, que se rompe con mayor facilidad. Esto explica la reactividad de los alquenos frente a los alcanos.

b) **Verdadero**. Según se ha justificado en el apartado anterior.

c) Falso. La gran estabilidad que le confiere a los hidrocarburos aromáticos el sistema de dobles enlaces conjugados justifica que estos solo den reacciones de sustitución.

d) Falso. Todos los átomos de carbono del benceno presentan un doble enlace, por lo que su hibridación es sp^2.

e) Falso. Un compuesto orgánico presenta isomería óptica si tiene un carbono asimétrico (quiral), es decir, sus cuatro sustituyentes deben ser diferentes.

Esto no ocurre en todos los alcoholes secundarios. Por ejemplo, el átomo de carbono central del 2-propanol, $CH_3CHOHCH_3$, tiene dos sustituyentes idénticos.

La respuesta es correcta es la **b**.

4.3. ¿Cuál de las siguientes especies puede reducirse hasta un alcohol secundario?
a) CH_3CH_2CHO
b) CH_3CH_2COCl
c) $CH_3CH_2COOCH_3$
d) $CH_3CH_2COCH_3$
e) CH_3CH_2COOH

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Asturias 2004)

La reducción de una cetona permite la obtención de un alcohol secundario. Por ejemplo, por reducción de la butanona se obtiene 2-butanol:

$$CH_3CH_2COCH_3 + H_2 \rightarrow CH_3CH_2CHOHCH_3$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.4. ¿Cuál de los siguientes compuestos químicos orgánicos pudo haberse formado por reacción de un alcohol primario y un ácido carboxílico?
a) $CH_3CH_2COOCH_3$
b) $CH_3CH_2CH_2COOH$
c) $CH_3CH_2CH_2CH_2OH$
d) $CH_3CH_2COCH_3$
e) $CH_3COCH_2OCH_3$
f) $CH_3CH_2OCH_2CH_3$
g) $CH_3CH_2OCH_2OCH_3$

(O.Q.L. Murcia 2001) (O.Q.N. Castellón 2008)

La reacción entre un ácido carboxílico y un alcohol es una reacción de esterificación y las sustancias resultantes de la misma son un éster y agua. De las sustancias propuestas, la única que es un éster es el $CH_3CH_2COOCH_3$, propanoato de metilo, que se obtiene mediante la siguiente reacción:

$$CH_3CH_2COOH(l) + CH_3OH(l) \rightarrow CH_3CH_2COOCH_3(l) + H_2O(l)$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.5. Indique cuál es la respuesta correcta respecto a la siguiente reacción:
$CH_2{=}CHCH_3 + HCl \rightarrow$
a) Es una reacción de adición y el producto de reacción mayoritario es el 2-cloropropano.
b) Es una reacción de adición y el producto de reacción mayoritario es el 1-cloropropano.
c) Es una reacción de sustitución, el producto de reacción mayoritario es el 2-cloropropeno y es isómero de posición del producto minoritario.
d) Es una reacción de sustitución, el producto de reacción mayoritario es el 3-cloropropeno y es isómero geométrico del producto minoritario.

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

Los hidrocarburos insaturados dan reacciones de adición. En este caso se trata de la adición de un reactivo asimétrico que se rige por la regla de Markovnikov (1869) que dice:

> "en la adición de un reactivo asimétrico (HX, HOH, $HOSO_3H$) a un hidrocarburo insaturado asimétrico, el fragmento más positivo (H) se une al carbono más hidrogenado".

La ecuación química correspondiente a la reacción de adición es:

$$CH_2{=}CHCH_3 + HCl \rightarrow CH_3CHClCH_3$$

El producto mayoritario formado es el 2-cloropropano.

La respuesta correcta es la **a**.

4.6. Indique cuál es la respuesta correcta respecto a la siguiente reacción:
$CH_3CHOHCH_2CH_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
a) Es una reacción de sustitución y el producto de reacción mayoritario es el butano.
b) Es una reacción de eliminación y el producto de reacción mayoritario es el 2-buteno.
c) Es una reacción de eliminación y el producto de reacción mayoritario es el 3-buteno.
d) Es una reacción de eliminación y el producto de reacción mayoritario es el butano.

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

El H_2SO_4 es un excelente agente deshidratante y provoca la deshidratación de un alcohol para producir el correspondiente alqueno mediante una reacción de eliminación.

La ecuación química correspondiente a la reacción es:

$$CH_3CHOHCH_2CH_3 + H_2SO_4 \rightarrow CH_3CH{=}CHCH_3 + H_2O$$

El producto mayoritario formado es el 2-buteno.

La respuesta correcta es la **b**.

4.7. Indique cuál es la respuesta correcta respecto a la siguiente reacción:

$$CH_3CH_2COOH + CH_3OH + H^+ \rightarrow$$

a) Es una reacción de sustitución y el producto de reacción es el propanoato de metilo.
b) Es una reacción de condensación y el producto de reacción es el propanoato de metilo.
c) Es una reacción de adición y el producto de reacción es el acetato de propilo.
d) En las condiciones que se indican no hay reacción.

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

La reacción entre un ácido carboxílico y un alcohol es una esterificación, una reacción de condensación y las sustancias resultantes de la misma son un éster y agua.

La ecuación química correspondiente a la reacción de esterificación es:

$$CH_3CH_2COOH + CH_3OH \rightarrow CH_3CH_2COOCH_3 + H_2O$$

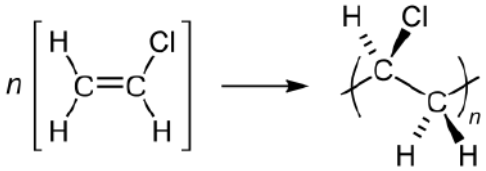
El producto formado es el propanoato de metilo.

La respuesta correcta es la **b**.

4.8. Indique cuál es la respuesta correcta en relación con el policloruro de vinilo (PVC).
a) Se obtiene a partir del cloroeteno mediante una reacción de adición vía radical.
b) Se obtiene a partir del cloroeteno mediante una reacción de condensación.
c) Se obtiene a partir del cloropropeno mediante una reacción de adición vía radical.
d) Se obtiene a partir del etileno mediante una reacción de condensación vía radical.

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

La obtención del PVC se hace a partir del cloroeteno mediante una adición vía radical.



La respuesta correcta es la **a**.

4.9. Nombre los productos obtenidos en cada una de las siguientes reacciones:
i) Reducción catalítica de la 3-pentanona
ii) Hidrólisis del acetonitrilo

a) i) ácido 3-pentanoico ii) ácido acetónico
b) i) 3-pentanol ii) ácido acético
c) i) 3-pentanal ii) etanol
d) i) 3-pentanol ii) ácido fórmico

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

i) La reducción de la 3-pentanona produce un alcohol secundario, 3-pentanol:

$$CH_3CH_2COCH_2CH_3 \rightarrow CH_3CH_2CHOHCH_2CH_3$$

ii) La hidrólisis del acetonitrilo produce en primer lugar la correspondiente amida y, posteriormente, el ácido carboxílico, ácido acético:

$$CH_3CN + H_2O \rightarrow CH_3CONH_2$$

$$CH_3CONH_2 + H_2O \rightarrow CH_3COOH + NH_3$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.10. Señale el producto de la siguiente reacción:
2-metil-2-buteno + HCl →
a) $(CH_3)_2CH{=}CHClCH_3$
b) $(CH_3)_2CClCH{=}CH_2$
c) $CH_2{=}C(CH_3)CH_2CH_3$
d) $(CH_3)_2CClCH_2CH_3$
e) No reaccionan

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

Los hidrocarburos insaturados dan reacciones de adición. En este caso se trata de la adición de un reactivo asimétrico que se rige por la regla de Markovnikov (1869) que dice:

> "en la adición de un reactivo asimétrico (HX, HOH, $HOSO_3H$) a un hidrocarburo insaturado asimétrico, el fragmento más positivo (H) se une al carbono más hidrogenado".

La ecuación química correspondiente a la reacción de adición es:

$$CH_3C(CH_3){=}CHCH_3 + HCl \rightarrow (CH_3)_2CClCH_2CH_3$$

El producto mayoritario formado es el 2-cloro-2-metilbutano.

La respuesta correcta es la **d**.

4.11. La siguiente reacción:
$CH_3OH + HCl \rightarrow CH_3Cl + H_2O$ es del tipo:
a) Ácido-base
b) Oxidación-reducción
c) Adición
d) Eliminación
e) Sustitución

(O.Q.N. Vigo 2006)

La reacción propuesta es de sustitución, en la misma, un átomo de Cl sustituye a un grupo OH.

La respuesta correcta es la **e**.

4.12. El benceno y el ciclohexeno poseen cada uno de ellos un ciclo y seis átomos de carbono, pero:
a) El benceno es más reactivo que el ciclohexeno.
b) La reacción típica del benceno es la adición electrófila.
c) La reacción típica del ciclohexeno es la sustitución electrófila.
d) Ninguno de los dos experimentan reacciones de sustitución o de adición.
e) El benceno reacciona con bromo molecular en presencia de un catalizador dando principalmente bromobenceno mientras que el ciclohexeno reacciona con bromo molecular dando trans-1,2-dibromociclohexano.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

a) Falso. La aromaticidad del benceno, es decir, su sistema de dobles enlaces alternos le confiere a la molécula una gran estabilidad.

b) Falso. El benceno solo puede dar reacciones de sustitución.

c) Falso. El ciclohexeno da reacciones de adición al doble enlace.

d) Falso. Tal como se ha comentado en los apartados b) y c).

e) **Verdadero**. La reacción del benceno con bromo es de sustitución para formar bromobenceno, mientras que el ciclohexeno con bromo produce dibromociclohexano mediante una reacción de adición:

La respuesta correcta es la **e**.

4.13. El producto mayoritario obtenido al deshidratar el 2-metil-3-pentanol en medio ácido es:
a) Un alcano con el mismo número de átomos de carbono.
b) Un alqueno que puede presentar isomería geométrica.
c) Un alqueno que no puede presentar isomería geométrica.
d) Ninguno ya que en esas condiciones no tiene lugar la deshidratación.
e) Un alquino con el mismo número de átomos de carbono.

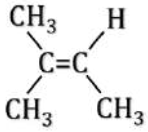
(O.Q.N. Córdoba 2007)

La deshidratación de un alcohol produce un alqueno y, la ecuación química correspondiente a la deshidratación de la sustancia propuesta es:

$$CH_3CH(CH_3)CHOHCH_3 \rightarrow CH_3C(CH_3){=}CHCH_3 + H_2O$$

El producto mayoritario formado es el 2-metil-2-penteno.

Como los dos sustituyentes idénticos, CH_3, se encuentran unidos al mismo carbono de los dos que forman el doble enlace, la sustancia no puede presentar isomería geométrica.



La respuesta correcta es la **c**.

4.14. El 3-metil-4-penten-1-ol al reaccionar con ácido sulfúrico a 180 °C produce:
a) Un éter
b) 3-metil-1,4-pentadieno
c) Un diol
d) Un compuesto que presenta actividad óptica.

(O.Q.L. Madrid 2007)

La deshidratación de un alcohol produce el correspondiente alqueno, por tanto, el producto mayoritario de la deshidratación del 3-metil-4-penten-1-ol es 3-metil-1,4-pentadieno, de acuerdo con la reacción que muestra la siguiente ecuación:

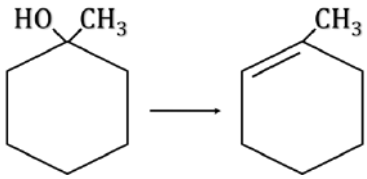
$$CH_2OHCH_2CH(CH_3)CH{=}CH_2 \xrightarrow{H_2SO_4} CH_2{=}CHCH(CH_3)CH{=}CH_2 + H_2O$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.15. El producto mayoritario que se obtendrá al deshidratar el 1-metilciclohexan-1-ol es:
a) 3-Metilciclohexeno
b) Metilenciclohexeno
c) 1-Metilciclohexeno
d) 4-Metilciclohexeno
e) Ciclopentanol

(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Cádiz 2018)

La deshidratación de alcoholes produce olefinas, por tanto, el producto mayoritario de la deshidratación del 1-metilciclohexan-1-ol es 1-metilciclohexeno.



La respuesta correcta es la **c**.

4.16. Indique de qué tipo es la siguiente reacción:

$$H_3C{-}N(CH_3)_2 + CH_3I \rightarrow \overset{(+)}{H_3C{-}N(CH_3)_3}\ \overset{(-)}{I}$$

a) Adición
b) Eliminación
c) Sustitución
d) Oxidación-reducción
e) Deshidratación

(O.Q.N. Castellón 2008)

Se trata de una reacción de sustitución en la que un radical metilo reemplaza al par de electrones solitario del nitrógeno y se forma una sal de amonio cuaternario.

La respuesta correcta es la **c**.

4.17. Indique cuál es la respuesta correcta respecto de la siguiente reacción:

$$CH_3CH_2COOMe + NaOH \rightarrow$$

a) Es una reacción de eliminación y el producto mayoritario es el 2-propenoato de metilo.
b) Es una reacción de sustitución y el producto mayoritario es el propanol.
c) Es una reacción de saponificación y los productos mayoritarios son ácido propanoico y metóxido de sodio.
d) Es una reacción de saponificación y los productos mayoritarios son propanoato de sodio y metanol.
e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

(O.Q.N. Castellón 2008)

La reacción entre un éster y una base es una reacción de saponificación. Los productos resultantes de la misma son la sal del ácido y el alcohol formador del éster. La ecuación química completa es:

$$CH_3CH_2COOMe + NaOH \rightarrow CH_3CH_2COONa + MeOH$$

Los productos formados son propanoato de sodio y metanol.

La respuesta correcta es la **d**.

4.18. La acetona puede obtenerse por la oxidación del alcohol:
a) Metanol
b) 1-Propanol
c) Etanol
d) 2-Propanol

(O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Galicia 2019) (O.Q.L. Asturias 2021)

Una forma de obtener una cetona es mediante la oxidación de un alcohol secundario. En este caso, la acetona se obtiene a partir del 2-propanol:

$$CH_3CHOHCH_3 \rightarrow CH_3COCH_3$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.19. Al hacer reaccionar un ácido orgánico con un alcohol:
a) Se forma un aldehído y un ácido.
b) Se forma un éter y agua.
c) Se forma un éster y agua.
d) Se produce una adición de acuerdo con la regla de Markovnikoff.
e) No reaccionan.

(O.Q.N. Ávila 2009)

La reacción entre un ácido orgánico y un alcohol es una reacción de esterificación y las sustancias resultantes de la misma son un éster y agua. Por ejemplo:

$$CH_3COOH(l) + CH_3CH_2OH(l) \rightarrow CH_3COOCH_2CH_3(l) + H_2O(l)$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.20. Señale la proposición correcta:
a) La oxidación de las cetonas produce ácidos carboxílicos.
b) Los aldehídos a diferencia de las cetonas tienen propiedades reductoras.
c) Las aminas primarias en disolución acuosa se comportan como ácidos débiles.
d) Los hidrocarburos aromáticos son más reactivos que los alifáticos.
e) Todos los compuestos nitrogenados se encuentran asociados mediante enlaces de hidrógeno.

(O.Q.N. Ávila 2009)

Los aldehídos, a diferencia de las cetonas, tienen propiedades reductoras debido al átomo de hidrógeno que se encuentra unido al grupo carbonilo.

Una reacción específica que lo demuestra es el "ensayo de Tollens". En esta reacción, el aldehído reduce a la plata contenida en el complejo amoniacal de plata formándose un precipitado de color negro o un espejo de color plata en el interior del recipiente de reacción:

$$\text{R–COH} + 2\ [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + 3\ \text{OH}^- \rightarrow 2\ \text{Ag} + \text{R–COO}^- + 4\ \text{NH}_3 + 2\ \text{H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.21. Indique cuál de los siguientes productos se obtendría al hacer reaccionar ácido acético con etanol en las condiciones apropiadas.
a) CH_3COOCH_3
b) $CH_3COOCH_2CH_3$
c) $CH_3OCH_2CH_3$
d) CH_3COCH_3
e) $HCOOCH_2CH_3$

(O.Q.L. País Vasco 2009)

La reacción entre un ácido carboxílico y un alcohol es una reacción de esterificación y los productos resultantes de la misma son un éster y agua. De las sustancias propuestas, la que se obtiene mediante la siguiente reacción es el acetato de etilo, $CH_3COOCH_2CH_3$:

$$CH_3COOH(l) + CH_3CH_2OH(l) \rightarrow CH_3COOCH_2CH_3(l) + H_2O(l)$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.22. ¿Cuál es el nombre del compuesto obtenido por reacción entre ácido acético y 2-propanol?
a) Acetato de 2-propenilo
b) Acetal de propenilo
c) Acético de propilo
d) Acetato de 2-propilo

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

La reacción entre un ácido y un alcohol es una reacción de esterificación y los productos resultantes de ella son éster y agua. De las sustancias propuestas, la que se obtiene mediante la siguiente reacción es el acetato de 2-propilo, $CH_3COOCH(CH_3)_2$:

$$CH_3COOH + CH_3CHOHCH_3 \rightarrow CH_3COOCH(CH_3)_2 + H_2O$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.23. ¿Qué término describe la formación de ácido acético a partir de alcohol etílico?
a) Adición
b) Oxidación
c) Neutralización
d) Esterificación

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La formación de un ácido (acético) a partir de un alcohol (etílico) es una reacción de oxidación. Un oxidante que se suele utilizar para la misma es el dicromato de potasio en medio ácido:

$$CH_3CH_2OH + Cr_2O_7^{2-} + H^+ \rightarrow CH_3COOH + Cr^{3+}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.24. La estructura del compuesto mayoritario final de la siguiente reacción de adición es:
$CH_3C{\equiv}CH + 2\ HBr \rightarrow$
a) $CH_3CH_2CHBr_2$
b) $CH_3CBr_2CH_3$
c) $CH_3CH_2BrCHBr$
d) $CH_3CBr{=}BrCH_3$

(O.Q.L. Madrid 2010)

Los hidrocarburos insaturados dan reacciones de adición. En este caso se trata de la adición de un reactivo asimétrico que se rige por la regla de Markovnikov (1869) que dice:

> "en la adición de un reactivo asimétrico (HX, HOH, $HOSO_3H$) a un hidrocarburo insaturado asimétrico, el fragmento más positivo (H) se une al carbono más hidrogenado".

La ecuación química correspondiente a la reacción de adición es:

$$CH_3C{\equiv}CH + 2\ HBr \rightarrow CH_3CBr_2CH_3$$

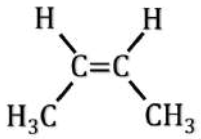
El producto mayoritario formado es el 2,2-dibromopropano.

La respuesta correcta es la **b**.

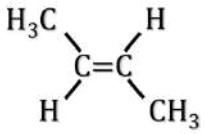
4.25. Con el término cis-buteno se designa a un hidrocarburo con una insaturación. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:
a) Este hidrocarburo tiene un isómero geométrico.
b) Por combustión de un mol del mismo se obtienen cuatro moles de dióxido de carbono y cuatro moles de agua.
c) No decolora una disolución de bromo.
d) Tiene varios isómeros olefínicos.
e) Existe otro compuesto con la misma fórmula molecular, que no reacciona con el hidrógeno ni puede polimerizarse.

(O.Q.N. Valencia 2011)

a) Verdadero. El isómero geométrico del cis-buteno es el trans-buteno.



cis-buteno



trans-buteno

b) Verdadero. La ecuación química correspondiente a la combustión del cis-buteno es:

$$C_4H_8(g) + 6\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 4\ H_2O(g)$$

c) **Falso**. Los hidrocarburos insaturados dan reacciones de adición como puede ser la halogenación:

$$C_4H_8(g) + Br_2(aq) \rightarrow C_4H_8Br_2(l)$$

La formación del derivado halogenado implica la decoloración del bromo.

d) Verdadero. Además del trans-buteno, el C_4H_8, tiene tres isómeros más, metilpropeno o isobuteno, metilciclopropano y ciclobutano.

e) Verdadero. El ciclobutano es un hidrocarburo cíclico que no puede dar reacciones ni de adición ni de polimerización.

La respuesta correcta es la **c**.

4.26. El eteno es un producto muy versátil a partir del cual se puede preparar una gran variedad de sustancias. Indique cuál de siguientes afirmaciones es falsa:
a) El eteno se puede transformar en alcohol etílico.
b) La polimerización del eteno conduce al polietileno.
c) El eteno se puede hidrogenar para convertirse en etano.
d) Existe otro isómero compuesto del eteno.
e) El poliestireno también se puede preparar a partir de eteno.

(O.Q.N. Valencia 2011)

a) Verdadero. La hidratación catalítica de un alqueno produce el correspondiente alcohol:

$$CH_2{=}CH_2(g) + H_2O(g) \rightarrow CH_3CH_2OH(g)$$

b) Verdadero. La polimerización del eteno produce polietileno:

$$n\ CH_2{=}CH_2(g) \rightarrow -(CH_2{-}CH_2)_n{-}(s)$$

c) Verdadero. La hidrogenación catalítica de un alqueno produce el correspondiente alcano:

$$CH_2{=}CH_2(g) + H_2(g) \rightarrow CH_3CH_3(g)$$

d) **Falso**. El eteno no puede presentar isómeros.

e) Verdadero. La reacción entre benceno y eteno produce etilbenceno, y la posterior deshidrogenación de este lleva a la formación de etenilbenceno o poliestireno, a partir del cual se obtiene el poliestireno mediante una reacción de polimerización.

La respuesta correcta es la **d**.

4.27. ¿Qué combinación de reactivos produce un éster?
a) Alcohol y aldehído
b) Ácido y aldehído
c) Ácido y alcohol
d) Aldehído y permanganato de potasio

(O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Galicia 2012)

La reacción entre un ácido carboxílico y un alcohol es una reacción de esterificación y las sustancias resultantes de la misma son un éster y agua. Por ejemplo:

$$CH_3COOH(l) + CH_3CH_2OH(l) \rightarrow CH_3COOCH_2CH_3(l) + H_2O(l)$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ávila 2009).

4.28. La oxidación suave del 2-propanol, $CH_3CHOHCH_3$, produce:
a) CH_3COCH_3
b) CH_3COOCH_3
c) $CH_3CH_2OCH_3$
d) CH_3CH_2CHO
e) $CH_3CH_2CH_3$

(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.L. País Vasco 2014)

Mediante la oxidación suave de un alcohol secundario se obtiene una cetona. La ecuación química correspondiente a la reacción de oxidación es:

$$CH_3CHOHCH_3 + Cr_2O_7^{2-} + H^+ \rightarrow CH_3COCH_3 + Cr^{3+}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.29. La oxidación de un alcohol secundario con $K_2Cr_2O_7$ en ácido sulfúrico, dará lugar a un:
a) Aldehído
b) Ácido carboxílico
c) Éster
d) Cetona

(O.Q.L. Galicia 2012)

La oxidación de un alcohol secundario produce una cetona. El grupo hidroxilo se convierte en carbonilo. Por ejemplo, el 2-propanol produce acetona:

$$CH_3CHOHCH_3 + Cr_2O_7^{2-} + H^+ \rightarrow CH_3COCH_3 + Cr^{3+}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en El Escorial 2012).

4.30. Los ésteres se encuentran de manera natural en las frutas y flores. Se desea fabricar un ambientador con olor a plátano y se sabe que ese aroma es debido al éster etanoato de pentilo, para sintetizarlo se necesita:
a) Etano y pentano
b) Etano y 1-pentanol
c) Etanol y ácido pentanoico
d) Ácido etanoico y 1-pentanol

(O.Q.L. Asturias 2012)

La reacción entre un ácido orgánico y un alcohol es una reacción de esterificación y las sustancias resultantes de la misma son un éster y agua. Para sintetizar etanoato de pentilo deben reaccionar ácido etanoico y 1-pentanol de acuerdo con la siguiente ecuación química:

$$CH_3COOH(l) + CH_3(CH_2)_3CH_2OH(l) \rightarrow CH_3COO(CH_2)_4CH_3(l) + H_2O(l)$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.31. La oxidación de un compuesto de fórmula molecular $C_4H_{10}O$ lo convierte en otro compuesto cuya fórmula molecular es C_4H_8O. El compuesto original, $C_4H_{10}O$, podría ser un:
I. Alcohol primario **II. Alcohol secundario** **III. Alcohol terciario**
a) I, II, y III son correctas
b) I y II son correctas
c) II y III son correctas
d) Solo I es correcta
e) Solo III es correcta

(O.Q.N. Alicante 2013)

La fórmula del hidrocarburo saturado de cuatro carbonos es C_4H_{10} y, como la fórmula propuesta tiene los mismos átomos de hidrógeno, quiere decir que no presenta ninguna insaturación. Los compuestos compatibles esta fórmula molecular son alcoholes y éteres saturados. En este caso, la fórmula molecular $C_4H_{10}O$ se corresponde con la de un alcohol saturado. Este podría ser:

- 1-butanol, $CH_3CH_2CH_2CH_2OH$, un alcohol primario (I) cuya oxidación produce un aldehído:

$$CH_3CH_2CH_2CH_2OH \rightarrow CH_3CH_2CH_2CHO + 2\ H^+ + 2\ e^-$$

- 2-butanol, $CH_3CH_2CHOHCH_3$, un alcohol secundario (II) cuya oxidación produce una cetona:

$$CH_3CH_2CHOHCH_3 \rightarrow CH_3CH_2COCH_3 + 2\ H^+ + 2\ e^-$$

Los alcoholes terciarios como el 2-metil-2-propanol, $CH_3COH(CH_3)CH_3$ son más difíciles de oxidar para dar un único producto.

La respuesta correcta es la **b**.

4.32. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) Un alcohol R–COH está igual de oxidado que un aldehído R–CHO.
b) Un aldehído R–CHO está más oxidado que un alcohol R–COH.
c) Un ácido R–COOH está igual de oxidado que una cetona R–CO–R.
d) Un ácido R–COOH está más oxidado que el CO_2.

(O.Q.L. Madrid 2013)

La oxidación de un alcohol primario produce un aldehído, mientras que la de un alcohol secundario da lugar a una cetona.

La oxidación de un aldehído produce un ácido carboxílico, mientras que la de una cetona da lugar a un ácido carboxílico y CO_2.

La oxidación de un ácido carboxílico produce CO_2.

La respuesta correcta es la **b**.

4.33. Cuando el acetato de etilo (etanoato de etilo) se hidroliza en presencia de una disolución de hidróxido de sodio se produce:
a) 2-Butanona y etanol
b) Ácido acético y etanal
c) Acetato de sodio y detiléter
d) Acetato de sodio y etanol
e) Ácido acético, etanol y agua

(O.Q.N. Oviedo 2014)

La reacción entre un éster y una base es una reacción de saponificación y los productos resultantes de ella son la sal del ácido y el alcohol formador del éster. La ecuación química ajustada es:

$$CH_3COOCH_2CH_3 + NaOH \rightarrow CH_3COONa + CH_3CH_2OH$$

Los productos formados son acetato de sodio y etanol.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castellón 2008).

4.34. Cuando se trata una sustancia como el etanol con un oxidante como el dicromato de potasio en medio ácido se obtiene preferentemente:
a) Dióxido de carbono y agua
b) Eteno
c) Etino
d) 1,2-Etanodiol
e) Etanal

(O.Q.N. Oviedo 2014)

La oxidación de un alcohol primario como el etanol produce un aldehído, etanal.

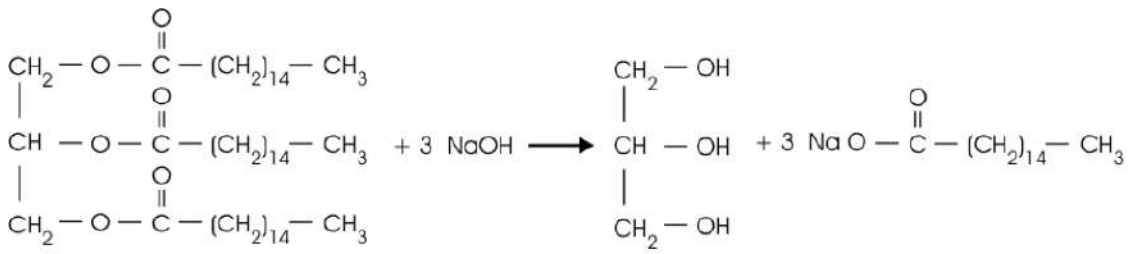
$$CH_3CH_2OH \rightarrow CH_3CHO$$

La respuesta correcta es la **e**.

4.35. Los jabones:
a) Son ésteres (naturales o artificiales).
b) Son sales de ácidos grasos.
c) Se obtienen a partir de la glicerina y ácidos minerales.
d) Se obtienen con vinagre usado y sosa cáustica.

(O.Q.L. Murcia 2015)

Los jabones son compuestos orgánicos que se obtienen mediante la reacción de saponificación. Esta consiste en la reacción de un ácido graso (aceite o grasa) con NaOH o KOH según la siguiente ecuación:



aceite glicerina jabón

La sal sódica o potásica del ácido graso formada es el jabón.

La respuesta correcta es la **b**.

4.36. A partir de los siguientes reactivos:
$CH_3CH_2OH + C_6H_5COOH$
se forma agua y otro producto que es el siguiente:
a) $CH_3CH_2C_6H_4COOH$
b) $C_6H_5COCH_2CH_3$
c) $C_6H_5CH_2CH_3$
d) $C_6H_5COOCH_2CH_3$
e) $CH_3CH_2COOC_6H_5$

(O.Q.N. Madrid 2015)

La reacción entre un ácido carboxílico y un alcohol es una reacción de esterificación y los productos resultantes de la misma son un éster y agua. De las sustancias propuestas, la única que es un éster es el $C_6H_5COOCH_2CH_3$, benzoato de etilo, que se obtiene mediante la siguiente reacción:

$$C_6H_5COOH(l) + CH_3CH_2OH(l) \rightarrow C_6H_5COOCH_2CH_3(l) + H_2O(l)$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2001 y Castellón 2008 y otras).

4.37. Dada la reacción de sustitución nucleófila (S_N) de los halogenuros de etilo:
$CH_3CH_2X + NaOH \rightarrow CH_3CH_2OH + NaX$ siendo X = halógeno
¿Qué halogenuro de los siguientes es de esperar que diera un mayor rendimiento de reacción?
a) CH_3CH_2I
b) CH_3CH_2Br
c) CH_3CH_2Cl
d) CH_3CH_2F

(O.Q.N. Alcalá 2016)

El halogenuro que da un mayor rendimiento de reacción es CH_3CH_2I, ya que contiene al nucleófilo más fuerte.

La respuesta correcta es la **a**.

4.38. El reactivo de Fehling, también conocido como el licor de Fehling, es una disolución descubierta por el químico alemán Hermann von Fehling que se utiliza para la determinación de:
a) Azúcares reductores.
b) Grado del alcohol en licores sin destilar.
c) Vitamina C presente en un alimento.
d) Grasas insaturadas.

(O.Q.N. Alcalá 2016)

El reactivo de Fehling consiste en dos disoluciones, una de sulfato de cobre(II), y la otra de tartrato de sodio y potasio e hidróxido de sodio. Se usa para la determinación de azúcares reductores. En la reacción el Cu^{2+}, de color azul, es reducido a un precipitado rojo ladrillo de CuO por un azúcar reductor como es la glucosa. El átomo de H del grupo carbonilo es el responsable de dicha reducción.

La respuesta correcta es la **a**.

4.39. ¿Qué establece la regla empírica de Markovnikov respecto a la adición de un halogenuro de hidrógeno a un doble enlace C=C? Indique la afirmación correcta.
a) El protón del halogenuro que se adiciona se une al carbono del doble enlace que está más hidrogenado.
b) El protón del halogenuro se adiciona al carbono contiguo al doble enlace más sustituido.
c) El protón nunca se adiciona a un doble enlace.
d) El protón del halogenuro que se adiciona se une al carbono del doble enlace que está menos hidrogenado.

(O.Q.N. Alcalá 2016) (O.Q.N. El Escorial 2017)

La regla de Markovnikov (1869) dice que:

> "en la adición de un reactivo asimétrico (HX, HOH, $HOSO_3H$) a un hidrocarburo insaturado asimétrico, el fragmento más positivo (H) se une al carbono más hidrogenado".

La respuesta correcta es la **a**.

4.40. En la reacción entre $CH_3CH_2CH_2OH$ y HI, ¿cuáles son los productos más probables?
a) $CH_3CH_2CH_2I$ y H_2O
b) $CH_3CH_2CH_3$ y HOI
c) $CH_3CH{=}CH_2$, H_2O y HI
d) $ICH_2CH_2CH_2OH$ y H_2O

(O.Q.N. Alcalá 2016)

La reacción entre un alcohol y un halogenuro de hidrógeno es una reacción de sustitución en la que el alcohol se comporta como electrófilo. Los productos formados son los que muestra la siguiente ecuación:

$$CH_3CH_2CH_2OH + HI \rightarrow CH_3CH_2CH_2I + H_2O$$

La respuesta correcta es la **a**.

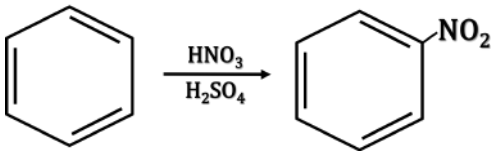
4.41. Victor Grignard recibió el Premio Nobel de Química en 1912, por la invención de los llamados "reactivos de Grignard". Estos reactivos son unos de los más importantes y versátiles en química orgánica debido a su rápida reacción con electrófilos. ¿Cuál de los siguientes reactivos es "reactivo de Grignard"?
a) $Ag(NH_3)_2^+$
b) $FeBr_3 + Br_2$
c) C_2H_5MgBr
d) $LiAlH_4$

(O.Q.N. Alcalá 2016)

Los haluros organomagnésicos de fórmula general, R−Mg−X, se conocen como compuestos organomagnesianos o reactivos de Grignard.

La respuesta correcta es la **c**.

4.42. La reacción de nitración del benceno:



¿Qué clase de mecanismo de reacción tiene?
a) Reacción de eliminación (R_E)
b) Reacción de sustitución nucleófila (S_N)
c) Reacción de hidrólisis (R_H)
d) Reacción de sustitución electrófila (S_E)

(O.Q.N. Alcalá 2016)

Los hidrocarburos aromáticos solo pueden dar reacciones sustitución y, como el HNO_3 al reaccionar con H_2SO_4 forma OH^- y NO_2^+ (ion nitronio) que es un reactivo electrófilo, se trata de una reacción de sustitución electrófila arómatica (S_E).

La respuesta correcta es la **d**.

4.43. ¿Cuál de las siguientes sustancias, al reaccionar, dan lugar al propanoato de etilo?
a) El etanol y el 1-propanol.
b) El ácido etanoico y el 2-propanol.
c) El ácido etanoico y el ácido propanoico.
d) El etanol y el ácido propanoico.

(O.Q.L. Madrid 2016)

La reacción entre un ácido carboxílico y un alcohol es una reacción de esterificación y los productos resultantes de la misma son un éster y agua. El propanoato de etilo se obtiene mediante la reacción entre ácido propanoico y etanol:

$$CH_3CH_2COOH(l) + CH_3CH_2OH(l) \rightarrow CH_3CH_2COOCH_2CH_3(l) + H_2O(l)$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.44. El reactivo que permite convertir el 2-penteno en pentano es:
a) Hidrógeno
b) Agua
c) Permanganato de potasio
d) La transformación no se puede realizar.

(O.Q.L. Madrid 2016)

La conversión de un alqueno en un alcano es una reacción de adición de hidrógeno. La ecuación química correspondiente a la reacción propuesta es:

$$CH_3CH{=}CHCH_2CH_3(l) + H_2(g) \rightarrow CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3(l)$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.45. La reacción global de hidrólisis en medio ácido de un monoéster da lugar a:
a) Un éter y un alcohol
b) Un ácido y un alcohol
c) Un alcohol y un aldehído
d) Un éter y un ácido

(O.Q.N. El Escorial 2017)

La reacción de hidrólisis de un éster produce un ácido y un alcohol. Por ejemplo:

$$CH_3COOCH_2CH_3 + H_2O \xrightarrow{H_2SO_4} CH_3COOH + CH_3CH_2OH$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.46. ¿Cómo se puede convertir el propileno (propeno) en isopropanol?
a) No se puede realizar esta transformación.
b) Por reacción con borano.
c) Por reacción con oxígeno.
d) Por reacción con agua en presencia de un ácido.

(O.Q.L. Madrid 2017)

La adición catalítica de agua por parte de los alquenos, como el propileno o propeno, produce el correspondiente alcohol, en este caso, el isopropílico. Esta reacción se hace de acuerdo con regla de Markovnikov (1869), que explica la adición de un reactivo asimétrico, como el H_2O, por parte del alqueno:

> "en la adición de un reactivo asimétrico (HX, HOH, $HOSO_3H$) a un hidrocarburo insaturado asimétrico, el fragmento más positivo (H) se une al carbono más hidrogenado".

La ecuación química correspondiente a la reacción propuesta es:

$$CH_2{=}CHCH_3(g) + H_2O(g) \xrightarrow{H^+} CH_3CHOHCH_3(g)$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.47. ¿Qué tipo de compuesto se forma por oxidación suave del 2-pentanol?
a) Un ácido
b) Un aldehído
c) Un éster
d) Una cetona

(O.Q.N. Salamanca 2018)

Mediante la oxidación suave de un alcohol secundario, como el 2-pentanol, se obtiene una cetona. La ecuación química correspondiente a la reacción de oxidación es:

$$CH_3CHOHCH_2CH_2CH_3 + Cr_2O_7^{2-} + H^+ \rightarrow CH_3COCH_2CH_2CH_3 + Cr^{3+}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en El Escorial 2012 y País Vasco 2014).

4.48. Como producto de la deshidratación de etanol se obtiene:
a) Acetona
b) Etanaldehído
c) Ácido acético
d) Eteno

(O.Q.L. Murcia 2018)

La deshidratación de un alcohol como el etanol produce un alqueno:

$$CH_3CH_2OH(g) \rightarrow CH_2{=}CH_2(g) + H_2O(g)$$

En este caso la sustancia que se obtiene es el eteno.

La respuesta correcta es la **d**.

4.49. ¿Qué compuesto de los siguientes se obtendrá por reacción entre un ácido carboxílico y un alcohol?
a) $CH_3OCH_2CH_2COOH$
b) $CH_3CH_2COOCH_3$
c) $CH_3COCH_2OCH_3$
d) $CH_3CH_2OCH_2OCH_3$

(O.Q.L. Galicia 2018)

La reacción entre un ácido carboxílico y un alcohol es una reacción de esterificación y los productos resultantes de la misma son un éster y agua. De las sustancias propuestas, la que se obtiene mediante esta reacción es $CH_3COOCH_2CH_3$, acetato de etilo:

$$CH_3COOH(l) + CH_3CH_2OH(l) \rightarrow CH_3COOCH_2CH_3(l) + H_2O(l)$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a las propuestas en Murcia 2001, Castellón 2008 y otras).

4.50. Cuando se pasa de $CH_3CHOHCH_3$ a CH_3COCH_3 tiene lugar una:
a) Oxidación
b) Reducción
c) Sustitución
d) Isomerización

(O.Q.L. La Rioja 2018)

Un método para obtener una cetona es mediante la oxidación de un alcohol secundario. En este caso, la acetona o propanona se obtiene a partir del 2-propanol:

$$CH_3CHOHCH_3 \rightarrow CH_3COCH_3$$

La respuesta correcta es la **a**.

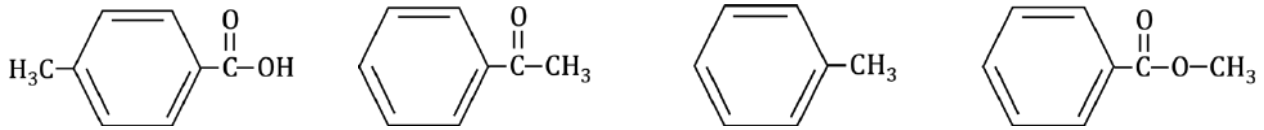
4.51. Se dice que un aldehído es reductor porque se oxida a:
a) Cetona
b) Alcohol
c) Éter
d) Ácido carboxílico

(O.Q.L. La Rioja 2018)

Un aldehído cuando se transforma en un ácido carboxílico se comporta como un reductor debido al átomo de hidrógeno que se encuentra unido al grupo carbonilo.

La respuesta correcta es la **d**.

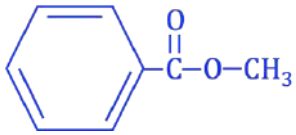
4.52. El producto X que se obtiene en la reacción:
$CH_3OH + C_6H_5COOH \rightarrow X + H_2O$, es:



a) **b)** **c)** **d)**

(O.Q.L. Asturias 2018) (O.Q.L. Asturias 2020) (O.Q.L. Galicia 2021)

Se trata de una reacción entre un ácido (benzoico) y un alcohol (metanol) para dar un éster (benzoato de metilo) y la única de las sustancias propuestas que se corresponde con ese nombre es:



La respuesta correcta es la **d**.

4.53. Indique el producto, entre los siguientes, que se obtendría al oxidar propan-2-ol:
a) Ácido propanoico
b) Propeno
c) Propanal
d) Acetona
e) Ninguno de los anteriores

(O.Q.L. País Vasco 2018)

La oxidación de un alcohol secundario produce una cetona. En este caso, como se trata del propan-2-ol el producto que se forma es la acetona. En esta reacción el grupo hidroxilo se convierte en carbonilo.

$$CH_3CHOHCH_3 + Cr_2O_7^{2-} + H^+ \rightarrow CH_3COCH_3 + Cr^{3+}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.54. ¿Qué tipo de reacción convierte un alcohol secundario en una cetona?
a) Reducción
b) Oxidación
c) Cetonización
d) No se puede realizar la transformación.

(O.Q.L. Madrid 2018)

La conversión de un alcohol secundario en cetona es una oxidación. Por ejemplo, la semirreacción para la transformación del 2-propanol en acetona es:

$$CH_3CHOHCH_3 \rightarrow CH_3COCH_3 + 2\ H^+ + 2\ e^-$$

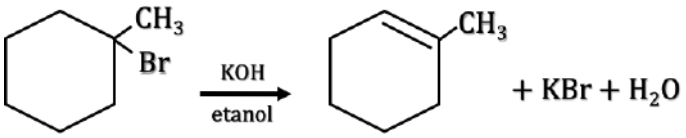
Como se observa, el 2-propanol cede electrones y se oxida a acetona.

La respuesta correcta es la **b**.

4.55. Cuando se trata 1-bromo-1-metilciclohexano con etanol/KOH, ¿cuál será el producto final derivado del anterior que se forme mayoritariamente?
a) 1-Metilciclohexanol
b) Metilidenciclohexano
c) 1-Metilciclohexeno
d) Ciclohexanol

(O.Q.N. Santander 2019)

Se trata de una reacción de eliminación E2 en la que el producto mayoritario formado es 1-metilciclohexeno.



La respuesta correcta es la **c**.

4.56. La reacción siguiente:
ácido metanoico + metanol → agua + metanoato de metilo
se denomina:
a) Esterificación
b) Adición
c) Saponificación
d) Eliminación

(O.Q.L. Asturias 2020)

La reacción entre un ácido (metanoico) y un alcohol (metanol) para dar un éster (metanoato de metilo) y agua es una reacción de esterificación.

La respuesta correcta es la **a**.

4.57. Indique cuál es el tipo de mecanismo o proceso por medio del cual el compuesto propeno se transforma en el 1-cloropropano.
a) Sustitución electrofílica.
b) Adición que sigue la regla de Markovnikov.
c) Condensación halogenada.
d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

(O.Q.N. Valencia 2020)

Los hidrocarburos insaturados, como los alquenos, dan reacciones de adición y, la transformación de uno de estos en un hidrocarburo saturado halogenado se hace de acuerdo con regla de Markovnikov (1869), que explica la adición de un reactivo asimétrico por parte de un alqueno o alquino:

> "en la adición de un reactivo asimétrico (HX, HOH, $HOSO_3H$) a un hidrocarburo insaturado asimétrico, el fragmento más positivo (H) se une al carbono más hidrogenado".

La ecuación química correspondiente a la reacción de adición es:

$$CH_2{=}CHCH_3 + HCl \rightarrow CH_3CHClCH_3$$

El producto mayoritario formado es el 2-cloropropano y, como aquí se propone que se forme el 1-cloropropano, no es posible la aplicación de la regla de Markovnikov.

La respuesta correcta es la **d**.

4.58. Las condiciones de reacción que conducen al mejor rendimiento en la formación de C_2H_5Cl son

a) C_2H_6 (exceso) $+ Cl_2 \xrightarrow{\text{luz UV}}$

b) $C_2H_6 + Cl_2 \xrightarrow{\text{sin luz 25 °C}}$

c) C_2H_6 (exceso) $+ Cl_2 \xrightarrow{\text{sin luz 25 °C}}$

d) $C_2H_6 + Cl_2 \xrightarrow{\text{luz UV}}$

(O.Q.N. Valencia 2020)

Se trata de una reacción de sustitución que transcurre por mecanismo de reacción en cadena en tres etapas:

1) iniciación 2) propagación 3) terminación

Esta reacción no transcurre a temperatura ambiente y sin presencia de luz. La luz azul es la más apropiada debido a su longitud de onda, ya que, es la que mejor activa y rompe la molécula de Cl_2 y no es absorbida por el alcano.

Como se trata de un mecanismo por formación de radicales no es necesario que exista exceso de reactivo.

$$CH_3CH_3 + Cl_2 \xrightarrow{\text{luz azul}} CH_3CH_2Cl + HCl$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.59. ¿Cuál de las siguientes reacciones es una oxidación?

a) $CH_3CH_2I + OH^- \rightarrow CH_3CH_2OH + I^-$

b) $CH_3COCH_3 + OH^- \leftrightarrows CH_2{=}C(OH)CH_3$

c) $CH_3CH_2CHO + 2\ Cu^{2+} + 4\ OH^- \rightarrow CH_3CH_2COOH + Cu_2O + 2\ H_2O$

d) $CH_3CH_2CHOHCH_3 \rightarrow CH_3CH{=}CHCH_3 + H_2O$

(O.Q.L. Valencia 2021)

De las reacciones propuestas, la que corresponde a una oxidación es aquella en la que el aldehído se oxida a ácido carboxílico por la acción del Cu^{2+} que se reduce a Cu^+:

$$CH_3CH_2CHO + 2\ Cu^{2+} + 4\ OH^- \rightarrow CH_3CH_2COOH + Cu_2O + 2\ H_2O$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.60. De los siguientes polímeros, ¿cuál se forma por reacción de isocianatos con polioles?

a) Poliuretano

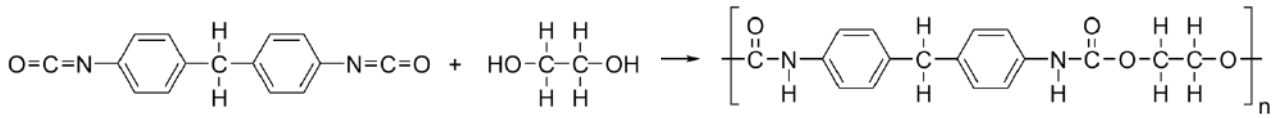
b) Poliamida

c) Poliéster

d) Baquelita

(O.Q.N. Madrid 2021)

Una de las formas de obtener poliuretanos es mediante la reacción entre un isocianato y un poliol, tal como muestra la siguiente ecuación química:



(Imagen de Hbf878)

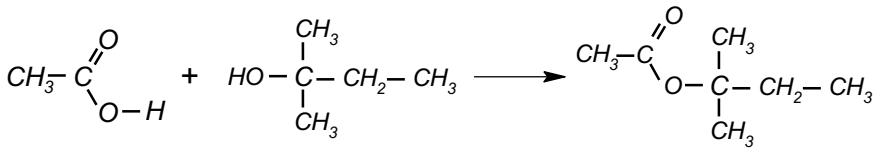
La respuesta correcta es la **a**.

4.61. Un derivado halogenado ópticamente activo de fórmula molecular $C_5H_{11}Cl$ reacciona en presencia de hidróxido de potasio/etanol caliente originando dos isómeros A y B, siendo B el producto mayoritario. Cuando B reacciona con ácido sulfúrico diluido se transforma preferentemente en C que, una vez aislado, reacciona con ácido acético (etanoico) para formar acetato de 1,1-dimetilpropilo. Identifique el derivado halogenado de partida sabiendo que A y B no presentan isomería geométrica.
a) 2-Cloro-3-metilbutano
b) 2-Cloropentano
c) 2-Cloro-2-metilbutano
d) 3-Cloropentano

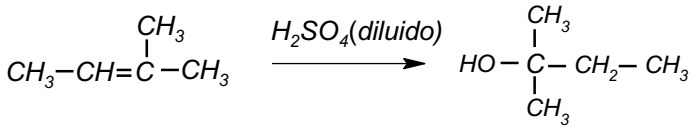
(O.Q.N. Madrid 2021)

▪ Dada la estequiometría del derivado halogenado es un alqueno monosustituido por cloro con lo que por reacción con KOH/EtOH dará, por una reacción de eliminación un alqueno C_5H_{10}. Puesto que la formación de doble enlace puede ocurrir en dos posiciones se obtendrán dos compuestos isómeros, A y B, en distinta proporción (regla de Saytzev).

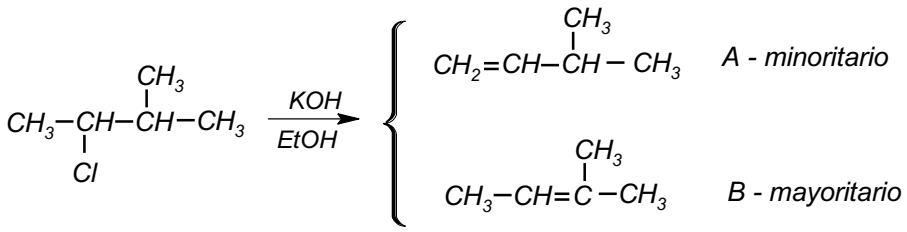
▪ Cuando B reacciona con ácido sulfúrico diluido se formará un alcohol, C, que por reacción con ácido etanoico produce un éster, acetato de 1,1-dimetilpropilo, luego el alcohol de procedencia es el 1,1-dimetil-propan-1-ol, y la reacción es:



El compuesto B será entonces el 2-metil-but2-eno que reacciona según:



Este compuesto B (junto con el A) se ha originado por la reacción:



Luego el compuesto de partida es el 2-cloro-3-metil-butano.

La respuesta correcta es la **a**.

4.62. Tres compuestos A, B y C tienen la misma fórmula molecular, C_4H_8. Determine la identidad de cada uno sabiendo:
- La reacción de hidrogenación de A y B en presencia del catalizador Pd/C_{activo} origina el mismo alcano de cadena lineal. Sin embargo, la hidrogenación de C en las mismas condiciones origina metilpropano.
- La reacción de adición de HCl sobre A y sobre B da lugar al mismo producto que no coincide con el producto halogenado de la reacción de adición de HCl sobre C, en las mismas condiciones.
- A presenta isomería geométrica, mientras que B y C no presentan ese tipo de isomería.

a) A = But-2-eno	**B = But-1-eno**	**C = Metilpropeno**
b) A = But-1-eno	**B = But-2-eno**	**C = Ciclobutano**
c) A = But-1-eno	**B = But-2-eno**	**C = Metilpropeno**
d) A = But-2-eno	**B = Metilpropeno**	**C = Metilciclopropano**

(O.Q.N. Madrid 2021)

Los compuestos propuestos pueden ser butenos o ciclobutano.

▪ Por la reacción de hidrogenación de C, al obtener metilpropano, el compuesto C debe ser metilpropeno; respecto a A y B, al dar un hidrocarburo de cadena lineal ambos deben ser buteno.

▪ Por la reacción de adición de HCl, A y B, al ser lineales originarán un clorobutano.

▪ Puesto que A tiene isomería geométrica, uno de los carbonos unidos al doble enlace debe tener dos sustituyentes distintos, mientras que el B debe tenerlos iguales, por tanto, el A es el but-2-eno y el B es el but–1–eno.

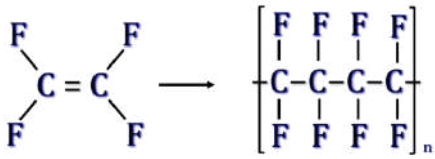
La respuesta correcta es la **a**.

5. POLÍMEROS

5.1. El material llamado "teflón":
a) Conduce muy bien la corriente eléctrica.
b) Se obtiene polimerizando flúor en presencia de teluro.
c) Es anfomagnético (dia y/o paramagnético según las condiciones).
d) Es muy inerte desde el punto de vista químico.

(O.Q.L. Murcia 2013)

El teflón o politetrafluoroetileno (PTFE) es un polímero de la familia de las poliolefinas. Su estructura es similar a la del polietileno (PE), en el que los átomos de hidrógeno han sido sustituidos por átomos de flúor. La fórmula química del monómero, tetrafluoroeteno, es $F_2C{=}CF_2$. Fue descubierto por Roy J. Plunkett, investigador de DuPont, en 1938. La ecuación de la polimerización es:



La propiedad principal de este material es que es prácticamente inerte desde el punto de vista químico, es incapaz de reaccionar con la mayoría de los ácidos, bases y disolventes conocidos. Esto se debe a la protección que ejercen los átomos de flúor sobre la cadena de carbonos.

La respuesta correcta es la **d**.

5.2. El nylon es un polímero con múltiples aplicaciones en nuestra vida cotidiana, entre las que se pueden citar las medias, el hilo de pescar o el recubrimiento de los airbags de los vehículos. Estructuralmente es una poliamida, es decir, una sustancia con multitud de agrupaciones amida. ¿Cuál de las siguientes estructuras se corresponde con una amida?
a) R–C(O)–R
b) R–C(O)–NHR
c) R–NH–R
d) R–CH=CH–R

(O.Q.L. Madrid 2017)

Las amidas son compuestos que se caracterizan porque tienen el grupo funcional $-CO-NH_2$ y, si son amidas sustituidas, –CO–NHR o –CO–NRR'.

La respuesta correcta es la **b**.

5.3. Un polímero termoplástico es aquel que:
a) Se le puede volver a dar forma si se vuelve a fundir.
b) Es elástico.
c) Se moldea solo en su formación.
d) Aguanta cambios bruscos de temperatura.

(O.Q.L. Galicia 2018)

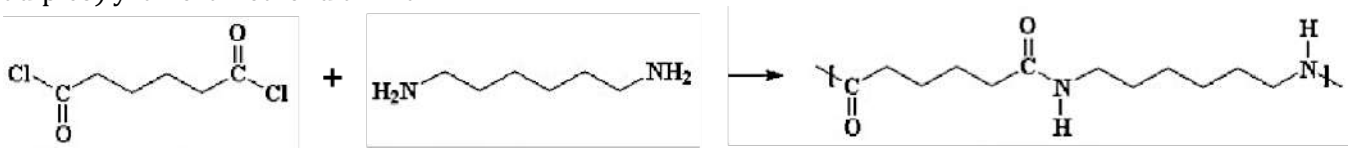
Los polímeros termoplásticos son aquellos que si se vuelven a fundir se les puede moldear de nuevo. Dentro de este grupo se encuentran, entre otros, polietileno (PE), polipropileno (PP), poliestireno (PS), polimetilmetacrilato (PMMA), policloruro de vinilo (PVC), polietilentereftalato (PET) y teflón (PTFE).

La respuesta correcta es la **a**.

5.4. De los siguientes polímeros, ¿cuál es de condensación?
a) Nylon
b) Teflón
c) Neopreno
d) Caucho

(O.Q.L. Galicia 2018)

El nylon es un polímero que se obtiene por policondensación del cloruro del ácido hexanodioico (ácido adípico) y la hexametilendiamina.

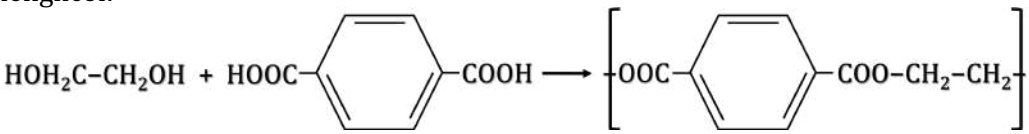


La respuesta correcta es la **a**.

5.5. El tereftalato de polietileno, normalmente conocido como PET por su acrónimo en inglés, es un polímero muy ampliamente utilizado en nuestra sociedad. En relación con el mismo, ¿cuál de las siguientes proposiciones no es verdadera?
a) Se obtiene mediante una reacción de policondensación.
b) Es uno de los polímeros que más ampliamente se recicla.
c) Es transparente y semirígido.
d) Químicamente es una poliamida.

(O.Q.N. Santander 2019)

El PET es un polímero que se obtiene mediante una reacción de policondensación entre el ácido tereftálico y el etilenglicol:



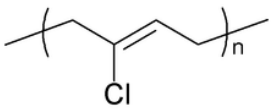
Es un plástico transparente y semirígido muy ampliamente utilizado en la fabricación de botellas y garrafas para agua potable de consumo doméstico, por lo que se trata de uno de los plásticos más ampliamente reciclado.

La respuesta correcta es la **d**.

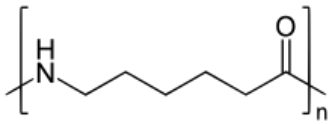
5.6. La empresa Du Pont es una de las más importantes del mundo en el sector industrial. Entre los productos que desarrollaron en el siglo XX, se pueden citar el neopreno, el nylon, el teflón y el kevlar. ¿Qué tipo de sustancias son estos productos?
a) Colorantes
b) Explosivos
c) Fármacos
d) Polímeros

(O.Q.L. Madrid 2019)

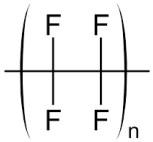
Neopreno, nylon, teflón y kevlar son compuestos a base de carbono que se pueden incluir el grupo de sustancias llamadas polímeros y sus monómeros son los que se muestran en la imagen:



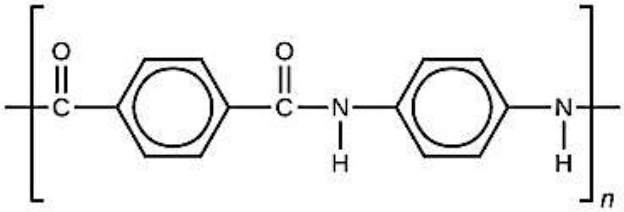
Neopreno



nylon 6



Teflón



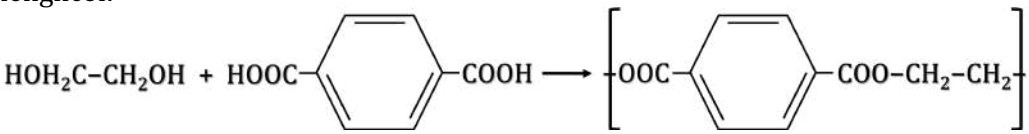
kevlar

La respuesta correcta es la **d**.

5.7. Solo uno de los siguientes polímeros sintéticos se obtiene por un mecanismo de policondensación. Identifiquelo.
a) PVC
b) PET
c) Tefón (PTFE)
d) Polipropileno

(O.Q.N. Valencia 2020)

El PET es un polímero que se obtiene mediante una reacción de policondensación entre el ácido tereftálico y el etilenglicol:



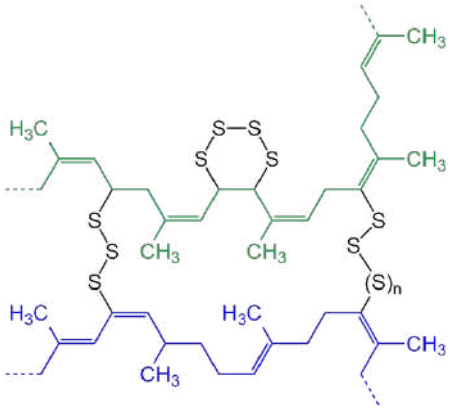
El resto de los polímeros propuestos se obtienen mediante reacciones de adición.

La respuesta correcta es la **b**.

5.8. Charles Goodyear descubrió, en 1839 un proceso que hace que el caucho se haga más duro y más resistente al frío ¿Qué elemento químico se utiliza para formar enlaces cruzados entre las hebras del caucho del látex?
a) Hierro
b) Nitrógeno
c) Fósforo
d) Azufre

(O.Q.L. Madrid 2021)

En 1839 Charles Goodyear descubrió el proceso de vulcanización del caucho al mezclar caucho caliente con azufre. Esto convertía al caucho en un material con mayor resistencia mecánica y a los disolventes.



La respuesta correcta es la **d**.

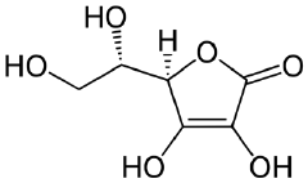
V. BIOQUÍMICA

1. BIOQUÍMICA

1.1. La vitamina C, presente en gran cantidad en los frutos cítricos, se le conoce también como:
a) Niacina
b) Ácido carbónico
c) Ácido ascórbico
d) Ácido cítrico

(O.Q.L. Murcia 2013)

La vitamina C es el enantiómero L del ácido ascórbico y su fórmula desarrollada es:



La respuesta correcta es la **c**.

1.2. La diferencia de una grasa saturada de una insaturada, se basa en:
a) Que puede ser metabolizada por seres humanos.
b) Que contiene dobles enlaces carbono – carbono.
c) Que tiene veinte o más átomos de carbono.
d) Que es de origen animal.

(O.Q.L. Madrid 2013)

Las grasas insaturadas, a diferencia de las saturadas, son aquellas que presentan algún doble enlace o insaturación (C=C) entre átomos de carbono.

La respuesta correcta es la **b**.

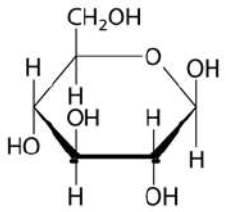
1.3. Las grasas y aceites son ésteres de los ácidos grasos con:
a) Propanol
b) Propanotriol
c) Azúcares
d) Fenol
e) Alcoholes de cadena larga

(O.Q.N. Madrid 2015)

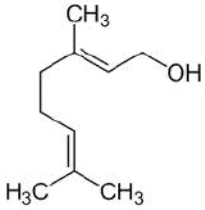
Las grasas son ésteres en los que una, dos o tres moléculas de un ácido graso reaccionan con una molécula de propanotriol o glicerina formando un monoglicérido, diglicérido o triglicérido, con una, dos o tres moléculas de ácido, respectivamente.

La respuesta correcta es la **b**.

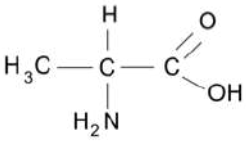
1.4. ¿Cuál de las siguientes moléculas es un terpeno?



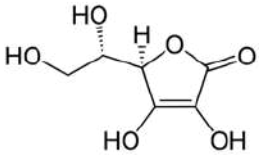
a)



b)



c)



d)

(O.Q.N. Alcalá 2016)

▪ La molécula a) corresponde a un monosacárido: glucosa.

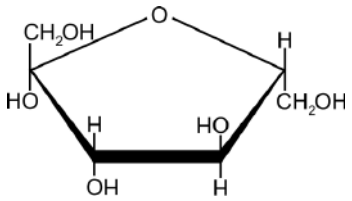
- La molécula b) corresponde a un terpeno.
- La molécula c) corresponde a un aminoácido: alanina.
- La molécula d) corresponde al ácido ascórbico.

La respuesta correcta es la **b**.

1.5. Los polisacáridos son moléculas bioquímicas que consisten en polímeros de moléculas de monosacáridos (azúcares simples). Todas las sustancias siguientes son consideradas polisacáridos o macromoléculas de sacáridos excepto:
a) Celulosa
b) Fructosa
c) Glucógeno
d) Almidón

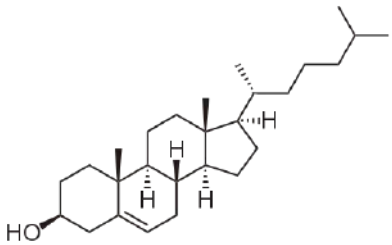
(O.Q.N. El Escorial 2017)

De las moléculas propuestas, la única que corresponde a un monosacárido es la fructosa, el resto corresponden a polisacáridos.



La respuesta correcta es la **b**.

1.6. El colesterol es una molécula fundamental para la vida. En el ser humano es una molécula esencial para formar la membrana celular y es el precursor biosintético de las hormonas esteroídicas. Si su estructura es la que se muestra, indique cuál es su fórmula molecular:
a) $C_{26}H_{44}O$
b) $C_{27}H_{44}O$
c) $C_{27}H_{42}O$
d) $C_{27}H_{46}O$

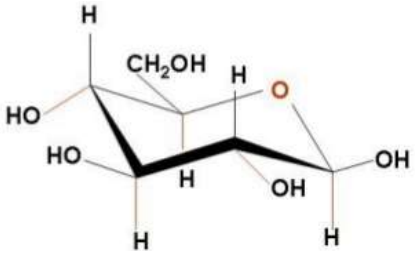


(O.Q.L. Madrid 2017)

La fórmula molecular del colesterol es $C_{27}H_{46}O$.

La respuesta correcta es la **d**.

1.7. El siguiente glúcido es una:



a) Aldohexosa
b) Cetohexosa
c) α-Furanosa
d) α-Piranosa

(O.Q.N. Salamanca 2018)

La molécula propuesta es una aldohexosa, ya que forma un anillo con forma de silla con seis carbonos y grupo aldehído. Se trata de la β-D-glucosa.

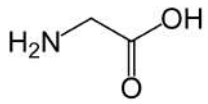
La respuesta correcta es la **a**.

1.8. ¿Cuál de las siguientes opciones es correcta?
a) Todos los aminoácidos proteicos son ópticamente activos.
b) Todos los aminoácidos proteicos excepto la glicina, son ópticamente activos.
c) Todos los aminoácidos proteicos excepto la glicina y el ácido glutámico son ópticamente activos.
d) Todos los aminoácidos proteicos excepto la glicina, el ácido glutámico y la lisina son ópticamente activos.

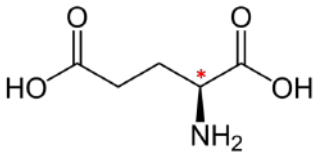
(O.Q.N. Salamanca 2018)

Para que una sustancia sea ópticamente activa debe contener en su estructura un carbono asimétrico.

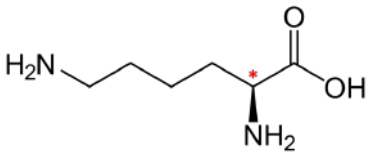
Las estructuras de la glicina, ácido glutámico y lisina son:



Glicina
no presenta un C asimétrico



Ácido glutámico
presenta un C asimétrico



Lisina
presenta un C asimétrico

La respuesta correcta es la **b**.

1.9. El colesterol es una molécula fundamental para la vida. De las siguientes opciones, una es falsa:
a) Es un componente de las membranas celulares.
b) Es el precursor de la vitamina D.
c) Participa en el transporte de oxígeno en el organismo.
d) Es el material de partida para la biosíntesis de las hormonas sexuales (estradiol, progesterona y testosterona).

(O.Q.L. Madrid 2019)

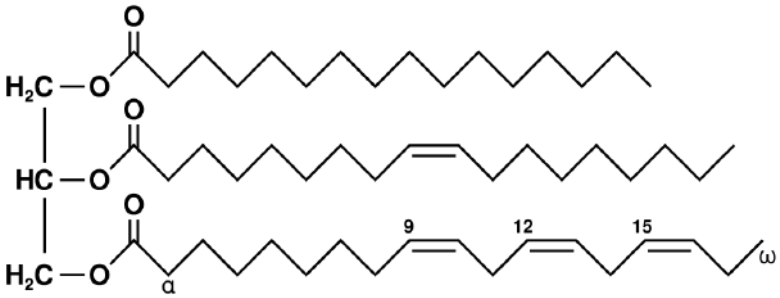
El colesterol, entre otras funciones, es componente de membranas celulares, precursor de vitamina D, material de partida en la biosíntesis de hormonas sexuales, sin embargo, no participa en el transporte de oxígeno en el organismo, esa función le corresponde a la hemoglobina.

La respuesta correcta es la **c**.

1.10. En los últimos tiempos, los triglicéridos aparecen frecuentemente en los medios de comunicación en noticias relacionadas con la alimentación y la salud. ¿Qué es un triglicérido?
a) Un derivado del colesterol.
b) Un fármaco usado como antiinflamatorio.
c) Un éster de ácido graso.
d) Un alcohol polihidroxílico.

(O.Q.L. Madrid 2019)

Un triglicérido es un éster formado a partir de glicerina y tres ácidos grasos.

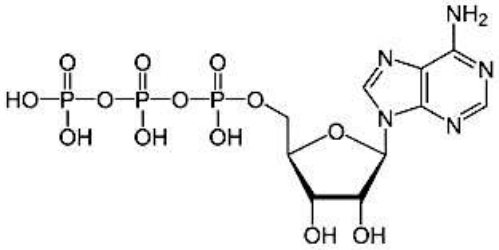


La respuesta correcta es la **c**.

1.11. El ATP (adenosina-5'-trifosfato) es:
a) Un transportador activado de grupos fosforilo.
b) Una molécula cuya hidrólisis es una reacción termodinámicamente desfavorable.
c) Una coenzima necesaria en procesos hidrolíticos.
d) Un sustrato activado para la biosíntesis del ADN.

(O.Q.L. Madrid 2019)

El ATP (adenosina-5'-trifosfato) es un nucleótido implicado en la obtención de energía por parte de las células humanas.



Como se observa, su estructura tiene tres grupos fosfato que hacen que el ATP sea un transportador activado de grupos fosforilo.

La respuesta correcta es la **a**.

1.12. En 2020 se conmemora el centenario del nacimiento de Rosalind E. Franklin (1920-1958), destacada cristalógrafa que contribuyó a determinar la "molécula de la vida", el ácido desoxirribonucleico (ADN), que es la molécula que transmite la información genética entre generaciones. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?
a) La molécula de ADN es una molécula de muy alto peso molecular.
b) El ADN es una proteína.
c) Las bases que forman el ADN son adenina, citosina, guanina y timina.
d) El enlace de hidrógeno es fundamental para estabilizar la estructura del ADN.

(O.Q.L. Madrid 2020)

La molécula de ADN es una macromolécula de alto peso molecular formada por dos cadenas enrolladas entre sí con una estructura de doble hélice. Cada una de las cadenas está integrada por la unión de nucleótidos (desoxirribonucleótidos) unidos entre sí por enlaces fosfodiéster. Cada nucleótido está formado por una pentosa (en este caso, desoxirribosa), una base nitrogenada (adenina, guanina, citosina o timina) y un grupo fosfato. El enlace fosfodiéster se forma entre el grupo fosfato de un nucleótido y el grupo OH de la pentosa del otro nucleótido. Las dos cadenas en la doble hélice están unidas por enlaces de hidrógeno entre bases nitrogenadas complementarias. La secuencia de estas bases en la cadena proporciona el código genético, con la información necesaria para sintetizar ARN y, a partir de este, proteínas. El ADN de una bacteria puede tener del orden de miles de millones de pares de nucleótidos.

De acuerdo con lo expuesto, las propuestas a), c) y d) son ciertas y b) es falsa: el ADN está formado por unión de nucleótidos y una proteína por la unión de aminoácidos.

La respuesta correcta es la **b**.

1.13. Si la secuencia de bases de una hebra de ADN es ATGACTGTC, seleccione la secuencia de bases de su hebra complementaria.
a) TACTGACAC
b) TUCTUGGUC
c) GUAGTUAUG
d) Todas las respuestas son incorrectas.

(O.Q.N. Valencia 2020)

Los pares de bases complementarias son: A–T y C–G (ADN) y C–U (ARN), por tanto, la secuencia de bases complementarias a la propuesta es TACTGACAG.

La respuesta correcta es la **d**.

1.14. Dorothy Crowfoot Hodgkin fue una cristalógrafa británica que no solo fue la primera persona en obtener un diagrama de difracción de rayos X de un cristal de proteína, sino que determinó la estructura de muchas otras moléculas con importancia biológica. Un trabajo que, en su conjunto, le valió el Premio Nobel de Química en 1964. A continuación, se relacionan una serie de moléculas cuya estructura ya es sobradamente conocida. ¿Cuál de estas estructuras fue resuelta por esta científica?
a) Insulina
b) Penicilina
c) Vitamina B12
d) Todas ellas

(O.Q.L. Madrid 2021)

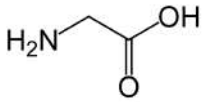
Todas las sustancias propuestas fueron resueltas por Dorothy Crowfoot Hodgkin mediante difracción de RX: penicilina (1945), vitamina B12 (1955) y insulina (1969).

La respuesta correcta es la **d**.

1.15. En relación con las propiedades estereoisoméricas de los alfa-aminoácidos que aparecen en los seres vivos, el único que no muestra quiralidad es:
a) Glicina
b) Alanina
c) Leucina
d) Todos los aminoácidos son quirales.

(O.Q.N. Madrid 2021)

Para que una sustancia muestre quiralidad debe contener en su estructura un carbono asimétrico. De los aminoácidos propuestos, la glicina es el único que no tiene un C asimétrico.



La respuesta correcta es la **a**.

1.16. La coagulación de la clara del huevo al hervirla es un ejemplo de:
a) Desnaturalización de proteínas
b) Condensación de lípidos
c) Saponificación
d) Hidrólisis de disacáridos

(O.Q.N. Madrid 2021)

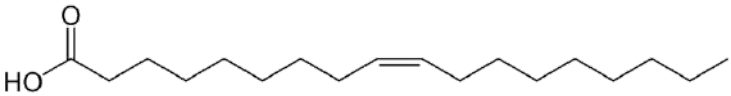
Al hervir un huevo, la albúmina, una proteína que forma parte de la clara del huevo, sufre profundos cambios en su estructura, lo que constituye el proceso denominado desnaturalización de proteínas.

La respuesta correcta es la **a**.

1.17. ¿Cuál de los siguientes ácidos grasos es insaturado?
a) Ácido oleico
b) Ácido palmítico
c) Ácido láurico
d) Ácido esteárico

(O.Q.N. Madrid 2021)

De los ácidos grasos propuestos, el único que presenta una insaturación en su estructura es el ácido oleico o ácido cis octadec-9-enoico.



(Imagen de Wolfgang Schaefer)

La respuesta correcta es la **a**.

VI. FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA INORGÁNICA

1. FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA INORGÁNICA

1.1. En el ion complejo $[CrCl_2(NH_3)_4]^+$, el estado de oxidación del cromo y su número de coordinación son, respectivamente:
a) 0 y 6
b) 0 y 7
c) +3 y 4
d) +3 y 6
e) –3 y 6

(O.Q.N. Barcelona 2001)

Se trata de un catión complejo en el que catión central cromo se encuentra unido a dos ligandos aniónicos cloro (Cl^-) y a cuatro ligandos neutros amin (NH_3) por lo que su:

- número de coordinación es 6
- estado de oxidación del catión metálico es, $x + 2\,(-1) = +1 \quad \rightarrow \quad x = +3$

La respuesta correcta es la **d**.

1.2. De los siguientes iones, diga los que se encuentran formulados correctamente:
1) Ion perclorato: ClO_4^{2-} **2) Ion hipoyodito: IO_2^-**
3) Ion ortofosfato: PO_4^{3-} **4) Ion bisulfito: $S_2O_3^{2-}$**
a) 1, 2 y 3
b) 2 y 4
c) Solo 3
d) 3 y 4

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

Las fórmulas correctas son:

1) Ion perclorato: ClO_4^-. La fórmula propuesta no corresponde a ninguna especie.

2) Ion hipoyodito: IO^-. La fórmula propuesta corresponde al ion yodito.

3) Ion ortofosfato: PO_4^{3-}. La fórmula propuesta es correcta.

4) Ion bisulfito: HSO_3^-. La fórmula propuesta corresponde al ion tiosulfato. De acuerdo con las normas de nomenclatura propuestas por la IUPAC en 2005, el nombre bisulfito es obsoleto, debería llamarse:

- nombre vulgar aceptado: ion hidrogenosulfito
- nomenclatura de adición: $[SO_2(OH)]^-$, hidroxidodioxidosulfato(1–)
- nomenclatura de hidrógeno: hidrogeno(trioxidosulfato)(1–).

La respuesta correcta es la **c**.

1.3. Los compuestos hidróxido de calcio, sulfato de calcio y carbonato de calcio son, respectivamente.
a) $CaOH$ / $CaSO_4$ / $CaCO_3$
b) $Ca(OH)_2$ / $CaSO_4$ / $CaCO$
c) $Ca(OH)_2$ / $CaSO$ / $CaCO_3$
d) $Ca(OH)_2$ / $CaCO_3$
e) $Ca(OH)_2$ / $CaSO_4$ / $CaCO_3$

(O.Q.L. Extremadura 2003)

Las fórmulas de los compuestos propuestos son:

hidróxido de calcio $\rightarrow Ca(OH)_2$ sulfato de calcio $\rightarrow CaSO_4$ carbonato de calcio $\rightarrow CaCO_3$

La respuesta correcta es la **e**.

1.4. Señale la fórmula química que corresponde al hipoclorito de cesio:
a) $CsClO_2$
b) CsClO
c) CeClO
d) ScClO

(O.Q.L. Murcia 2004)

El hipoclorito de cesio es una sal del ácido hipocloroso, HClO, en la que se reemplaza el átomo de H por un átomo de Cs → CsClO.

La respuesta correcta es la **b**.

1.5. Señale la fórmula correcta del ácido tritiofosfórico.
a) H_2PO_2S
b) H_3PO_4S
c) H_3POS_3
d) HPO_3S_2

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

La fórmula del ácido fosfórico es H_3PO_4 y el prefijo tio indica que se reemplaza un átomo de oxígeno por un átomo de azufre, por tanto, la fórmula del ácido tritiofosfórico es H_3POS_3.

La respuesta correcta es la **c**.

1.6. Si vemos la fórmula KIO, debemos pensar que se trata de:
a) Una oxosal
b) Una bisal
c) Un óxido doble
d) Un error, porque la fórmula está mal escrita.

(O.Q.L. Murcia 2005)

La fórmula KIO corresponde a una oxosal procedente del ácido hipoyodoso, HIO, en la que se ha reemplazado el átomo de H por un átomo de K.

La respuesta correcta es la **a**.

1.7. ¿Cuál es la fórmula del bis(etilendiamina)diclorocobalto(III)?
a) $[Co(en)_3Cl_2]^+$
b) $[Co(en)_2Cl_2]^+$
c) $[Co(en)_2Cl_2]^{3+}$
d) $[Co(en)_2Cl_2]^{5+}$

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

Se trata de un catión complejo en el que catión central (Co^{3+}) se encuentra unido a dos ligandos aniónicos cloro (Cl^-) y a otros dos ligandos neutros etilendiamina (en) cuya fórmula es:

$$[Co(en)_2Cl_2]^+$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.8. El número de coordinación y el estado de oxidación del ion metálico central en el complejo $[CrBr_2(NH_3)_4]^+$ son, respectivamente:
a) 6 y +1
b) 6 y +3
c) 2 y +1
d) 2 y +3
e) 4 y +3

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

Se trata de un catión complejo en el que catión central cromo se encuentra unido a dos ligandos aniónicos bromo (Br^-) y a cuatro ligandos neutros amin (NH_3) por lo que su:

- número de coordinación: 6
- estado de oxidación del catión metálico es, $x + 2\ (-1) = +1$, de donde, $x = +3$.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Barcelona 2001).

1.9. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es verdadera?
a) $KClO_2$: clorato de potasio
b) Na_2SO_3 : sulfato de sodio
c) FeS : sulfuro férrico
d) $Al(NO_3)_3$: nitrato de aluminio

(O.Q.L. La Rioja 2007)

a) Falso. $KClO_2$ es clorito de potasio.

b) Falso. Na_2SO_3 es sulfito de sodio.

c) Falso. FeS es sulfuro de hierro (II) o monosulfuro de hierro. De acuerdo con las normas de nomenclatura propuestas por la IUPAC en 2005, el sufijo ico para las sales es obsoleto.

d) **Verdadero**. $Al(NO_3)_3$ es nitrato de aluminio.

La respuesta correcta es la **d**.

1.10. El nombre del compuesto de fórmula $Fe_3(PO_4)_2$ es:
a) Orfosfato ferroso
b) Fosfato férrico
c) Metafosfato ferroso
d) Fosfito ferroso

(O.Q.L. La Rioja 2007)

Se trata de una oxosal de un ácido polihidratado, H_3PO_4, que es el ácido ortofosfórico o simplemente fosfórico. De acuerdo con las normas de nomenclatura propuestas por la IUPAC en 2005, el nombre ortofosfato ferroso es obsoleto, ya que no se aceptan los sufijos oso e ico en las oxosales y debería llamarse:

- nombre vulgar aceptado: fosfato de hierro(II) o fosfato de hierro(2+)
- nomenclatura con prefijos multiplicadores: bis(tetraoxidofosfato) de dihierro
- nomenclatura de adición: tetraoxidofosfato(3−) de hierro(2+)

Ninguna respuesta es correcta.

1.11. El nombre correspondiente al compuesto de fórmula $Hg(HSO_3)_2$ es:
a) Hidrogenosulfato mercúrico
b) Hidrogenosulfito mercúrico
c) Sulfato ácido mercurioso
d) Hidrogenosulfito mercurioso

(O.Q.L. La Rioja 2007)

Se trata de una sal ácida del ácido sulfuroso, H_2SO_3. De acuerdo con las normas de nomenclatura propuestas por la IUPAC en 2005, el nombre hidrogenosulfito ferroso es obsoleto, ya que no se aceptan los sufijos oso e ico en las oxosales y debería llamarse:

- nombre vulgar aceptado: hidrogenosulfito de mercurio(II) o hidrogenosulfito de mercurio(2+)
- nomenclatura con prefijos multiplicadores: bis(trioxidosulfato) de mercurio
- nomenclatura de adición: hidrogeno(trioxidosulfato)(1−) de mercurio(2+)

Ninguna respuesta es correcta.

1.12. En el ion complejo de la molécula pentacloroaquocromo(III), el número de oxidación y el índice de coordinación del ion metálico central son respectivamente:
a) +3 y 5
b) +2 y 1
c) +6 y 6
d) +3 y 6

(O.Q.L. Madrid 2007)

El ion complejo pentacloroaquocromo (III), $[CrCl_5(H_2O)]^{2+}$, tiene estructura octaédrica en la que el ion cromo se encuentra rodeado de 6 ligandos, cinco aniónicos, cloro, Cl^- y uno neutro aqua, H_2O.

El número de oxidación del ion cromo es +3 tal como indica el nombre del ion complejo.

La respuesta correcta es la **d**.

1.13. La fórmula HIO corresponde a:
a) Yoduro de hidrógeno
b) Hidróxido de yodo
c) Ácido hipoyodoso
d) No se corresponde a ningún compuesto conocido (hasta ahora).

(O.Q.L. Murcia 2008)

De acuerdo con las normas de nomenclatura propuestas por la IUPAC en 2005, la fórmula HIO corresponde a un oxoácido:

- nombre vulgar aceptado: ácido hipoyodoso
- nomenclatura de adición: hidroxidoyodo
- nomenclatura de hidrógeno: hidrogeno(oxidoyodato)

La respuesta correcta es la **c**.

1.14. ¿Cuál es la fórmula del hidrogenocarbonato de aluminio?
a) $Al_3(CO_3)_2$
b) $Al_2(HCO_3)_3$
c) $Al(HCO_3)_3$
d) $Al_2(CO_3)_3$

(O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011)

Se trata de una sal ácida del ácido carbónico, H_2CO_3, cuya fórmula es, $Al(HCO_3)_3$.

La respuesta correcta es la **c**.

1.15. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es correcta?
a) $Fe(NO_3)_3$: nitrito de hierro(III)
b) $Cu(ClO)_2$: hipoclorito de cobre(II)
c) KCO_3 : carbonato de potasio
d) $Al_2(SO_3)_3$: sulfato de aluminio

(O.Q.L. La Rioja 2008)

a) Incorrecto. $Fe(NO_3)_3$ es nitrato de hierro(III).

b) **Correcto**. $Cu(ClO)_2$ es hipoclorito de cobre(II).

c) Incorrecto. KCO_3 es una fórmula incorrecta que no puede corresponder a ninguna sustancia.

d) Incorrecto. $Al_2(SO_3)_3$ es sulfito de aluminio.

La respuesta correcta es la **b**.

1.16. Las fórmulas correctas del dicromato de potasio, tiosulfato de sodio y dihidrogenofosfato de calcio son, respectivamente.
a) KCr_2O_7 / $Na_2S_2O_3$ / CaH_2PO_4
b) $K_2Cr_2O_7$ / $Na_2S_2O_3$ / $Ca(H_2PO_4)_2$
c) $K_2Cr_2O_7$ / NaS_2O_3 / $Ca(H_2PO_4)_2$
d) $K_2Cr_2O_7$ / NaS_2O_3 / $CaHPO_4$

(O.Q.L. Madrid 2008)

Las fórmulas de los compuestos propuestos son:

- dicromato de potasio → $K_2Cr_2O_7$
- tiosulfato de sodio → $Na_2S_2O_3$
- dihidrogenofosfato de calcio → $Ca(H_2PO_4)_2$

La respuesta correcta es la **b**.

1.17. Indique cuál de las siguientes fórmulas no se corresponde con el nombre:
a) $KClO_4$: clorato de potasio
b) Ag_2SO_3: sulfito de plata
c) $Ca(NO_2)_2$: nitrito de calcio
d) Na_2CO_3: carbonato de sodio

(O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011)

$KClO_4$ no es clorato de potasio, la fórmula propuesta corresponde al perclorato de potasio.

El resto de las fórmulas se corresponden con el nombre propuesto.

La respuesta correcta es la **a**.

1.18. Las fórmulas correctas del permanganato de potasio, borato de sodio e hidrogenoarsenito de sodio son, respectivamente:
a) $KMnO_4$ / Na_3BO_3 / Na_2HAsO_3
b) K_2MnO_4 / Na_3BO_3 / $Na(HAsO_3)_2$
c) K_2MnO_4 / $NaBO_2$ / $NaHAsO_3$
d) $KMnO_4$ / $NaBO_2$ / Na_2HAsO_3

(O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.L. Extremadura 2015)

Las fórmulas de los compuestos propuestos son:

- permanganato de potasio → $KMnO_4$
- borato de sodio → Na_3BO_3
- hidrogenoarsenito de sodio → Na_2HAsO_3

La respuesta correcta es la **a**.

1.19. La fórmula HBrO corresponde a:
a) Hidróxido de bromo
b) Bromuro de hidrógeno
c) Ácido hipobromoso
d) No se corresponde a ningún compuesto conocido hasta la fecha.

(O.Q.L. La Rioja 2010) (O.Q.L. La Rioja 2011)

De acuerdo con las normas de nomenclatura propuestas por la IUPAC en 2005, la fórmula HIO corresponde a un oxoácido:

- nombre vulgar aceptado: ácido hipobromoso
- nomenclatura de adición: hidroxidobromo

- nomenclatura de hidrógeno: hidrogeno(oxidobromato)

La respuesta correcta es la **c**.

1.20. Indique cuál de las siguientes fórmulas no corresponde con el nombre:
a) Li_2SO_4: sulfato de litio
b) NH_4ClO_4: perclorato de amonio
c) $AgNO_3$: nitrito de plata
d) K_2CO_3: carbonato de potasio

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La fórmula $AgNO_3$ no corresponde al nitrito de plata, el nombre correcto es nitrato de plata.

El resto de las fórmulas se corresponden con el nombre propuesto.

La respuesta correcta es la **c**.

1.21. ¿Cuál de las siguientes fórmulas corresponde al hidróxido de bario?
a) Ba(OH)
b) $Ba(OH)_2$
c) Be(OH)
d) BaO

(O.Q.L. La Rioja 2012)

La fórmula del hidróxido de bario es $Ba(OH)_2$.

La respuesta correcta es la **b**.

1.22. Puesto que el NaOH se nombra como hidróxido de sodio, el HClO se nombrará:
a) Hidróxido de cloro
b) Cloruro básico de hidrógeno
c) Monooxoclorato(I) de hidrógeno
d) Hidroxicloruro

(O.Q.L. Murcia 2012)

De acuerdo con las normas de nomenclatura propuestas por la IUPAC en 2005, la fórmula HClO corresponde a un oxoácido:

- nombre vulgar aceptado: ácido hipocloroso
- nomenclatura de adición: hidroxidocloro
- nomenclatura de hidrógeno: hidrogeno(oxidoclorato)

El nombre monooxoclorato(I) de hidrógeno se corresponde con la nomenclatura sistemática que ya no es aceptada por la IUPAC.

Ninguna respuesta es correcta.

1.23. El compuesto $HClO_3$ se nombra como:
a) Clorito de hidrógeno
b) Trioxoclorato(V) de hidrógeno
c) Ácido cloroso
d) Ácido peroxocloroso

(O.Q.L. Murcia 2013)

De acuerdo con las normas de nomenclatura de la IUPAC de 2005, la fórmula $HClO_3$ corresponde a un oxoácido:

- nombre vulgar aceptado: ácido clórico
- nomenclatura de adición: $ClO_2(OH)$ hidroxidodioxidocloro

- nomenclatura de hidrógeno: hidrogeno(trioxidoclorato)

El nombre trioxoclorato(V) de hidrógeno se corresponde con la nomenclatura sistemática que ya no es aceptada por la IUPAC.

Ninguna respuesta es correcta.

1.24. Indique cuál de las siguientes fórmulas corresponde al sulfito de calcio:
a) $CaSO_3$
b) $CaSO_4$
c) $BaSO_3$
d) Ca_2SO_3

(O.Q.L. La Rioja 2013)

Se trata de una oxosal del ácido sulfuroso, H_2SO_3, cuya fórmula es, $CaSO_3$.

La respuesta correcta es la **a**.

1.25. ¿Cuál es la fórmula del ácido difosfórico?
a) H_3PO_4
b) $H_6P_2O_6$
c) $H_6P_2O_5$
d) $H_4P_2O_7$

(O.Q.L. La Rioja 2014)

Se trata de un oxoácido de condensación y su fórmula es, $H_4P_2O_7$.

La respuesta correcta es la **d**.

1.26. ¿Cuál es la fórmula del hidrogenofosfato de aluminio?
a) $Al(H_2PO_4)_3$
b) $Al_2(HPO_4)_3$
c) $Al(HPO_4)_2$
d) $Al_3(HPO_4)_2$

(O.Q.L. La Rioja 2016) (O.Q.L. La Rioja 2019)

Se trata de una sal ácida del ácido fosfórico, H_3PO_4, cuya fórmula es, $Al_2(HPO_4)_3$.

La respuesta correcta es la **b**.

1.27. La fórmula química del peróxido de calcio es:
a) CaO_2
b) Ca_2O
c) Ca_2O_2
d) CaO

(O.Q.L. Murcia 2017)

La fórmula correcta del peróxido de calcio es CaO_2.

La respuesta correcta es la **a**.

1.28. El nombre correcto del compuesto $MgCrO_4$ es:
a) Cromato de magnesio(II)
b) Cromato de manganeso(II)
c) Cromato de magnesio
d) Cromiato de magnesio

(O.Q.L. La Rioja 2018)

De acuerdo con la nomenclatura tradicional, el nombre del $MgCrO_4$ es cromato de magnesio.

La respuesta correcta es la **c**.

1.29. ¿Cuál es la fórmula del ácido disulfúrico?
a) H_2SO_4
b) $H_6S_2O_6$
c) $H_2S_2O_5$
d) $H_2S_2O_7$

(O.Q.L. La Rioja 2018)

Se trata de un oxoácido de condensación y su fórmula es, $H_2S_2O_7$.

La respuesta correcta es la **d**.

1.30. ¿Cuál de las siguientes fórmulas corresponde al ácido fosfórico?
a) H_3PO_4
b) H_3PO_3
c) HPO_3
d) $H_4P_2O_7$
e) $H_4P_2O_5$

(O.Q.L. País Vasco 2018)

Se trata de un oxoácido polihidratado en el que el prefijo orto habitualmente se omite y su fórmula es, H_3PO_4.

La respuesta correcta es la **a**.

1.31. El nombre correcto del compuesto PdTe es:
a) Telurio de paladio(II)
b) Telururo de paladio
c) Telururo de paladio(II)
d) Telurio de panadio

(O.Q.L. La Rioja 2019)

De acuerdo con la nomenclatura de composición, el nombre de la sustancia es telururo de paladio(II).

La respuesta correcta es la **c**.

1.32. El compuesto de fórmula CrB es:
a) Bromuro de carbono
b) Carburo de bromo(IV)
c) Cromuro de bromo(I)
d) Boruro de cromo(III)

(O.Q.L. Murcia 2019)

De acuerdo con la nomenclatura de composición, el nombre de la sustancia es boruro de cromo(III).

La respuesta correcta es la **d**.

1.33. ¿Cuál de las siguientes fórmulas corresponde al anión silicato?
a) SiO_3^{2-}
b) SiO_2
c) $Si_3O_9^{6-}$
d) $Si_2O_7^{6-}$
e) SiO_4^{4-}

(O.Q.L. País Vasco 2019)

Se trata del anión de un oxoácido polihidratado, ortosilícico, H_4SiO_4, en el que el prefijo orto habitualmente se omite y su fórmula es, SiO_4^{4-}.

La respuesta correcta es la **e**.

1.34. ¿Cuál es la fórmula química de la alúmina?
a) Al
b) AlO_2
c) AlH_3
d) Al_2O_3
e) $Al(NO_3)_3$

(O.Q.L. País Vasco 2019) (O.Q.L. Galicia 2021)

La alúmina es el nombre tradicional del óxido de aluminio y su fórmula es, Al_2O_3.

La respuesta correcta es la **d**.

1.35. Indique cuál es la fórmula correcta para hidrogenofosfato de plata:
a) $Ag_2(HPO_4)$
b) $Pt(H_2PO_4)$
c) $Pt_2(HPO_4)$
d) $Ag(H_2PO_4)$

(O.Q.L. La Rioja 2020)

Se trata de una sal ácida del ácido fosfórico, H_3PO_4, y su fórmula es, Ag_2HPO_4.

La respuesta correcta es la **a**.

1.36. Indique cuál es el nombre correcto para H_2CO_3:
a) Dihidroxido(dioxidocarbono)
b) Dihidroxidodioxidocarbonato
c) Dihidrogenotrioxidocarbono
d) Dihidrogeno(trioxidocarbonato)

(O.Q.L. La Rioja 2020)

De acuerdo con las normas de nomenclatura de la IUPAC de 2005, la fórmula H_2CO_3 corresponde a un oxoácido:

- nombre vulgar aceptado: ácido carbónico
- nomenclatura de adición: $CO(HO)_2$, dihidroxidooxidocarbono
- nomenclatura de hidrógeno: dihidrogeno(trioxidocarbonato)

La respuesta correcta es la **d**.

1.37. ¿Cuál o cuáles de estas asociaciones nombre / fórmula es incorrecta?

I) Hidrogenocarbonato de sodio	**$NaHCO_3$**
II) Peróxido de hidrógeno	**H_2O_2**
III) Cloruro de hierro(II)	**$FeCl_3$**
IV) Fosfato de amonio	**NH_4PO_4**
V) Cloruro de calcio	**CaCl**

a) Son incorrectas III, IV y V
b) Solo es incorrecta la III
c) Son incorrectas III y V
d) Son incorrectas I, III y V

(O.Q.L. Preselección Valencia 2020)

Las parejas I y II son correctas, mientras que las fórmulas incorrectas III, IV y V corresponden a:

cloruro de hierro(II) que debe ser $FeCl_2$

fosfato de amonio que debe ser $(NH_4)_3PO_4$

cloruro de calcio que debe ser $CaCl_2$

La respuesta correcta es la **a**.

1.38. Las fórmulas respectivas del permanganato de potasio y del cromato de sodio son:
a) K_2MnO_4 y Na_2CrO_3
b) $KMnO_4$ y $NaCrO_4$
c) K_2MnO_4 y Na_2CrO_4
d) $KMnO_4$ y Na_2CrO_4

(O.Q.L. Murcia 2021)

Las fórmulas de los compuestos propuestos son:

- permanganato de potasio → $KMnO_4$
- cromato de sodio → Na_2CrO_4

La respuesta correcta es la **d**.

1.39. ¿Cuál es la fórmula química del dihidroxidodioxidoazufre?
a) H_2SO_4
b) H_2SO_3
c) HSO_4^-
d) H_2S
e) $H_2S_2O_7$

(O.Q.L. País Vasco 2021)

De acuerdo con las normas de nomenclatura de la IUPAC de 2005, la fórmula del dihidroxidodioxidoazufre, según la nomenclatura de adición es, H_2SO_4 o $SO_2(HO)_2$. También se le puede llamar:

- nombre vulgar aceptado: ácido sulfúrico
- nomenclatura de hidrógeno: dihidrogeno(tetraoxidosulfato)

La respuesta correcta es la **a**.