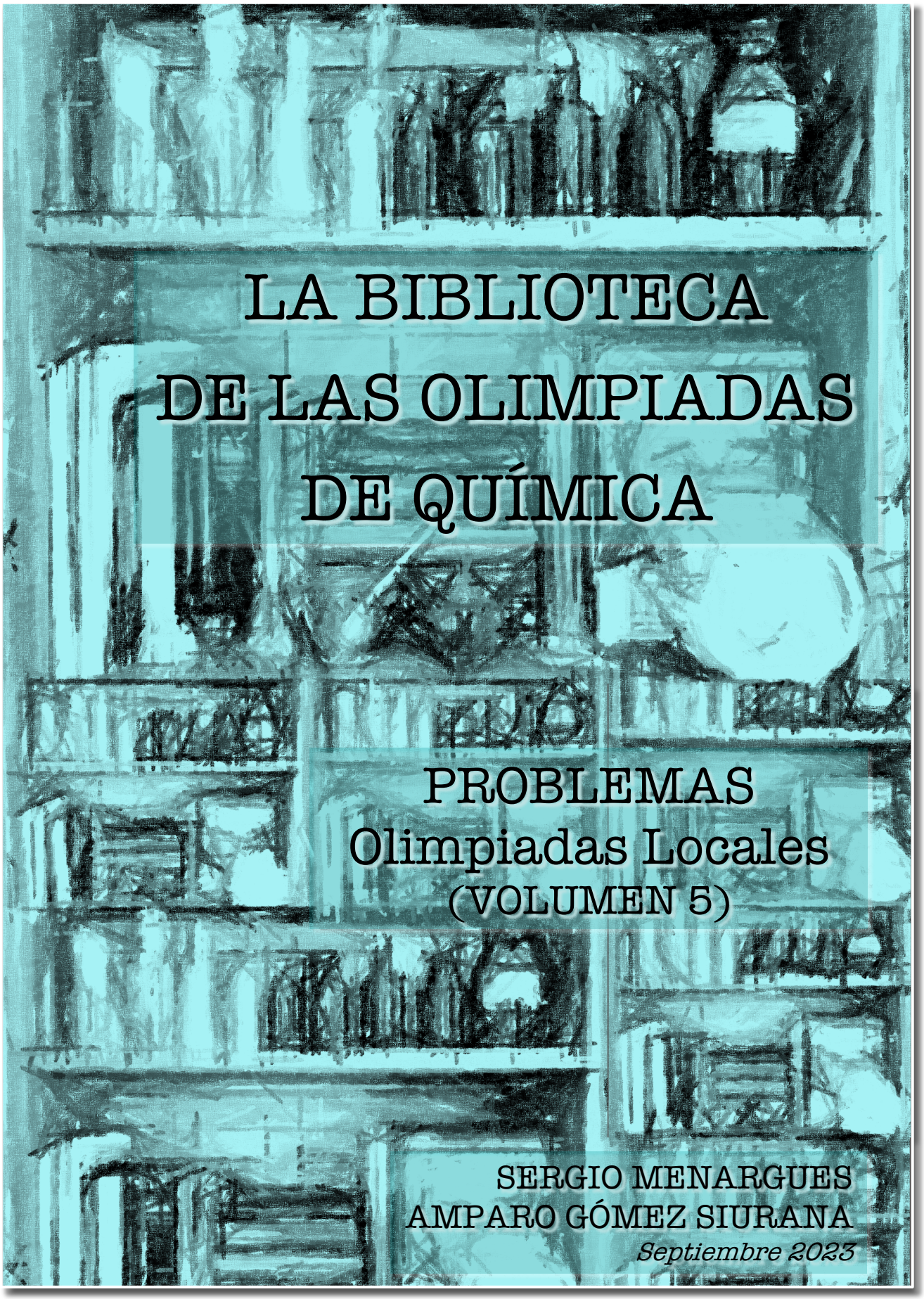


LA BIBLIOTECA DE LAS OLIMPIADAS DE QUÍMICA

PROBLEMAS Olimpiadas Locales (VOLUMEN 5)

SERGIO MENARGUES
AMPARO GÓMEZ SIURANA

Septiembre 2023

"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 8.000 cuestiones y 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. También hemos añadido un libro más y cambiado el título de colección por uno más sugerente, "La Biblioteca de las Olimpiadas de Química", que se le ocurrió a nuestro colega y amigo Juan Sanmartín.

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

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

Los enunciados de los problemas y cuestiones recogidos en este trabajo han sido enviados por:
Juan A. Domínguez (Canarias), Juan Rubio (Murcia), Luis F. R. Vázquez, Cristina Pastoriza y Juan Sanmartín (Galicia), José Miguel Martín, 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), Efraím Reyes, Pascual Román y Xabier Egaña (País Vasco), Bernardo Herradón, Mercedes Bombín 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. ESTRUCTURA DE LA MATERIA

1. Número atómico, número másico e isótopos 1
2. Leyes ponderales, mol y Nº de Avogadro 6
3. Composición centesimal y fórmulas químicas 16

II. DISOLUCIONES Y REACCIONES QUÍMICAS

1. Concentración de las disoluciones 79
2. Preparación de disoluciones 93
3. Estequiometría de las reacciones químicas 107
4. Reactivo limitante 153
5. Rendimiento de una reacción 180
6. Reacciones consecutivas y reacciones simultáneas 227
7. Estequiometría y valoraciones ácido-base 263
8. Estequiometría y valoraciones de oxidación-reducción 277

III. GASES

1. Leyes y ecuación de estado de los gases ideales 311
2. Mezclas de gases 323

IV. TERMOQUÍMICA

1. Energía de las reacciones químicas. Entalpías y ley de Hess 329
2. Calorimetría 387
3. Primera ley de la termodinámica 398

V. ESTRUCTURA ATÓMICA

1. Espectros atómicos, teoría cuántica y radiaciones electromagnéticas 413
2. El modelo atómico de Rutherford y el átomo de Bohr 419
3. Números cuánticos y orbitales atómicos 422
4. Configuraciones electrónicas y principio de construcción (aufbau) 427

VI. LA TABLA PERIÓDICA

1. La tabla periódica 435
2. Radios atómicos e iónicos 442
3. Energía de ionización 450
4. Electronegatividad 466
5. Propiedades magnéticas: paramagnetismo y diamagnetismo 473

VII. ENLACE QUÍMICO

1. Estructuras de Lewis y geometría molecular (modelo RPECV) 479
2. Polaridad 496
3. Longitud y energía de enlace 515
4. Hibridación 529

VIII. FUERZAS INTERMOLECULARES: SÓLIDOS Y LÍQUIDOS

1. Fuerzas de van der Waals y enlace de hidrógeno 535
2. Propiedades de sólidos y líquidos: temperaturas de fusión y ebullición 540
3. Sólidos iónicos. Energía reticular y ciclo de Born-Haber 553
4. Redes metálicas 563
5. Conductividad eléctrica 565

I. ESTRUCTURA DE LA MATERIA

1. NÚMERO ATÓMICO, NÚMERO MÁSICO E ISÓTOPOS

1.1. Complete la siguiente tabla:

Símbolo	Protones	Neutrones	Electrones	Carga
$^{98}_{42}$Mo				0
	34	46		−1
	63	88		+3
$^{208}_{82}$Pb				0

(Asturias 1992)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones y neutrones de un átomo.

- Elemento Mo:

  Si $Z = 42$ y la carga es 0, el átomo tiene 42 protones y 42 electrones.

  Si $A = 98$ y $Z = 42$, el átomo tiene $(98 - 42) =$ 56 neutrones.

- Elemento Pb:

  Si $Z = 82$ y la carga es 0, el átomo tiene 82 protones y 82 electrones.

  Si $A = 208$ y $Z = 82$, el átomo tiene $(208 - 82) =$ 126 neutrones.

- Elemento con 34 protones:

  $Z = 34$ y la carga es −1, el átomo tiene 34 protones y $(34 + 1) =$ 35 electrones.

  Si el átomo tiene 34 protones y 46 neutrones, $A = (34 + 46) =$ 80.

El elemento con $Z = 34$ es el Se (selenio).

- Elemento con 63 protones:

  $Z = 63$ y la carga es +3, el átomo tiene 63 protones y $(63 - 3) =$ 60 electrones.

  Si el átomo tiene 63 protones y 88 neutrones, $A = (63 + 88) =$ 151.

El elemento con $Z = 63$ es el Eu (europio).

La tabla completa es:

Símbolo	Protones	Neutrones	Electrones	Carga
$^{98}_{42}$Mo	42	56	42	0
$^{80}_{34}$Se^{-}	34	46	35	−1
$^{151}_{63}$Eu^{3+}	63	88	60	+3
$^{208}_{82}$Pb	82	126	82	0

1.2. Complete la siguiente tabla:

Símbolo	Protones	Neutrones	Electrones	Carga
$^{52}_{24}$Cr				0
S		16	18	−2
	38	49		+2
	33	42		0

(Asturias 1998)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones y neutrones de un átomo.

▪ Elemento Cr:

Si $Z = 24$ y la carga es 0, el átomo tiene 24 protones y 24 electrones.

Si $A = 52$ y $Z = 24$, el átomo tiene $(52 - 24) = 28$ neutrones.

▪ El elemento cuyo símbolo es S (azufre) tiene número atómico $Z = 16$.

$Z = 16$ y la carga es –2, el átomo tiene 16 protones y $(16 + 2) = 18$ electrones.

Si el átomo tiene 16 protones y 16 neutrones, $A = (16 + 16) = 32$.

▪ Elemento con 38 protones:

$Z = 38$ y la carga es +2, el átomo tiene 38 protones y $(38 - 2) = 36$ electrones.

Si el átomo tiene 39 protones y 49 neutrones, $A = (39 + 49) = 88$.

El elemento con $Z = 38$, es el Sr (estroncio).

▪ Elemento con 33 protones:

$Z = 33$ y la carga es 0, el átomo tiene 33 protones y 33 electrones.

Si el átomo tiene 33 protones y 42 neutrones, $A = (33 + 42) = 75$.

El elemento con $Z = 33$ es el As (arsénico).

La tabla completa es:

Símbolo	Protones	Neutrones	Electrones	Carga
$^{52}_{24}Cr$	24	28	24	0
$^{32}_{16}S^{2-}$	16	16	18	–2
$^{88}_{38}Sr^{2+}$	38	49	88	+2
$^{75}_{33}As$	33	42	33	0

1.3. El átomo de selenio tiene 34 electrones y su número másico es 79, ¿cuántos protones y neutrones tiene? ¿Cuál es su número atómico?

(Preselección Valencia 2003)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones y neutrones de un átomo.

Si el selenio tiene 34 electrones y la carga es 0, el átomo tiene 34 protones y $Z = 34$.

Si $A = 79$ y $Z = 34$, el átomo tiene $(79 - 34) = 45$ neutrones.

1.4. El ion Cu^{2+} tiene 27 electrones y 34 neutrones, ¿cuál es su número de protones? ¿Cuál es su número másico?

(Preselección Valencia 2003)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones y neutrones de un átomo.

Si el ion cobre tiene 27 electrones y la carga es +2, el átomo de cobre tiene 29 protones ($Z = 29$).

Si el ion tiene 34 neutrones, el número másico es, $A = (29 + 34) = 65$.

1.5. Complete la siguiente tabla:

Símbolo	Protones	Neutrones	Electrones	Carga
$^{208}_{82}$Pb				0
	31	38		+3
	52	75	54	
Au		117		–1

(Murcia 2004)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones y neutrones de un átomo.

▪ Elemento Pb:

Si $Z = 82$ y la carga es 0, el átomo tiene 82 protones y 82 electrones.

Si $A = 208$ y $Z = 82$, el átomo tiene $(208 - 82) = 126$ neutrones.

▪ Elemento con 31 protones:

$Z = 31$ y la carga es +3, el átomo tiene 31 protones y $(31 - 3) = 28$ electrones.

Si el átomo tiene 31 protones y 38 neutrones, $A = (31 + 38) = 69$.

El elemento con $Z = 31$ es el Ga (galio).

▪ Elemento con 52 protones:

$Z = 52$ y el átomo tiene 54 electrones, la carga es $(52 - 54) = -2$.

Si el átomo tiene 52 protones y 75 neutrones, $A = (52 + 75) = 127$.

El elemento con $Z = 52$ es el Te (telurio).

▪ Elemento con símbolo Au es el oro y su número atómico es, $Z = 79$ lo que indica que tiene 79 protones y los mismos electrones.

Si $Z = 79$ y la carga es –1, el átomo tiene $(79 + 1) = 80$ electrones.

Si el átomo tiene 79 protones y 117 neutrones, $A = (79 + 117) = 196$.

La tabla completa es:

Símbolo	Protones	Neutrones	Electrones	Carga
$^{208}_{82}$Pb	82	126	82	0
$^{69}_{31}Ga^{3+}$	31	38	28	+3
$^{127}_{52}Te^{2-}$	52	75	54	–2
$^{196}_{79}Au^{-}$	79	117	80	–1

1.6. Se tienen los elementos $^{10}_{5}$A, $^{11}_{5}$B y un tercer elemento C del cual se sabe que tiene 10 electrones, 7 protones y 7 neutrones.
a) ¿Cuáles de las tres especies indicadas son átomos neutros?
b) ¿Alguna de ellas representa un ion? En caso afirmativo indica cuál sería la carga y si esta sería la más estable del elemento.
c) ¿Cuáles son isótopos? ¿Por qué?

(Canarias 2010)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones y neutrones de un átomo.

▪ En la especie $^{10}_{5}$A, 5 es el número atómico, que indica el número de protones y de electrones. El número másico es 10, que indica que el número de nucleones (protones + neutrones), por tanto, esta especie está formada por 5 protones, 5 electrones y 5 neutrones.

▪ En la especie $^{11}_{5}B$, 5 es el número atómico y 11 es el número másico, por tanto, esta especie está formada por 5 protones, 5 electrones y 6 neutrones.

Como se deduce de los símbolos, A y B son átomos neutros y, además, son isótopos ya que tienen el mismo número atómico y distinto número másico.

▪ Si la especie C está formada por 7 protones, su configuración electrónica abreviada es [He] $2s^2\ 2p^3$, y como tiene 10 electrones quiere decir que se trata de un anión, ya que el átomo neutro ha ganado 3 electrones para adquirir configuración electrónica muy estable de gas noble, [He] $2s^2\ 2p^6$.

Si el átomo tiene 7 protones y 7 neutrones, $A = (7 + 7) = 14$. La especie se representa como $^{14}_{7}C^{3-}$.

1.7. Las masas atómicas relativas y la composición isotópica del magnesio y antimonio son:

^{24}Mg = 23,9850 (78,60 %) ^{25}Mg = 24,9858 (10,11 %) ^{26}Mg = 25,9826 (11,29 %)

^{121}Sb = 120,9038 (57,25 %) ^{123}Sb = 122,9042 (42,75 %)

Con estos datos calcule la masa molecular del Mg_3Sb_2.

(Valencia 2009) (Valencia 2011)

Las masas atómicas medias de los elementos Mg y Sb son, respectivamente:

$$\frac{\left(78{,}60\ \text{at}\ ^{24}\text{Mg}\cdot\frac{23{,}9850\ \text{u}}{\text{at}\ ^{24}\text{Mg}}\right)+\left(10{,}11\ \text{at}\ ^{25}\text{Mg}\cdot\frac{24{,}9858\ \text{u}}{\text{at}\ ^{25}\text{Mg}}\right)+\left(11{,}29\ \text{at}\ ^{26}\text{Mg}\cdot\frac{25{,}9826\ \text{u}}{\text{at}\ ^{26}\text{Mg}}\right)}{100\ \text{átomos Mg}}=24{,}31\ \text{u}$$

$$\frac{\left(57{,}25\ \text{átomos}\ ^{121}\text{Sb}\cdot\frac{120{,}9038\ \text{u}}{\text{átomo}\ ^{121}\text{Sb}}\right)+\left(42{,}75\ \text{átomos}\ ^{123}\text{Sb}\cdot\frac{122{,}9042\ \text{u}}{\text{átomo}\ ^{123}\text{Sb}}\right)}{100\ \text{átomos Sb}}=121{,}76\ \text{u}$$

La masa molecular del Mg_3Sb_2 es:

$$\left(3\ \text{átomos Mg}\cdot\frac{24{,}31\ \text{u}}{\text{átomo Mg}}\right)+\left(2\ \text{átomos Sb}\cdot\frac{121{,}76\ \text{u}}{\text{átomo Sb}}\right)=316{,}45\ \text{u}$$

1.8. Complete la siguiente tabla:

Nombre	Especie	Protones	Electrones	Neutrones	Nº másico
	Cu^{2+}			34	63
	Br^-	35			80
cadmio		48			128
	Mn^{2+}	25		30	

(Preselección Valencia 2010)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones y neutrones de un átomo.

▪ Especie Cu^{2+} (cobre):

Si $A = 63$ y la especie tiene 34 neutrones, posee (63 – 34) = 29 protones.

Si tiene 29 protones y la carga es +2, la especie posee (29 – 2) = 27 electrones.

▪ Especie Br^- (bromo):

Si posee 35 protones y la carga es –1, la especie tiene (35 + 1) = 36 electrones.

Si $A = 80$ y $Z = 35$, la especie tiene (80 – 35) = neutrones 45.

▪ Especie cadmio (Cd):

Si el átomo tiene 48 protones y es neutro, también posee 48 electrones.

Si $A = 128$ y $Z = 48$, la especie tiene (128 – 48) = neutrones 80.

▪ Especie Mn^{2+} (manganeso):

Si la especie tiene 25 protones y la carga es +2, posee (25 – 2) = 23 electrones.

Si la especie tiene 25 protones y 23 neutrones, $A = (25 + 23) = 48$.

La tabla completa es:

Nombre	Especie	Protones	Electrones	Neutrones	Nº másico
Cobre	Cu^{2+}	29	27	34	63
bromo	Br^-	35	36	45	80
cadmio	Cd	48	48	80	128
manganeso	Mn^{2+}	25	23	30	48

1.9. Complete la siguiente tabla:

Protones	***Z***	**Neutrones**	***A***	**Electrones**	**Especie**
	13				**^{27}Al**
		11			**^{21}Ne**
		15			**^{30}P**
17					**^{37}Cl**
17					**$^{37}Cl^-$**

(Canarias 2020) (Canarias 2022)

De acuerdo con los conceptos de:

▪ Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.

▪ Número másico → indica el número de protones y neutrones de un átomo.

▪ Especie ^{27}Al (aluminio):

Si $A = 27$ y $Z = 13$, la especie tiene 13 protones, 13 electrones y (27 – 13) = 14 neutrones.

▪ Especie ^{21}Ne (neón):

Si $A = 21$ y tiene 11 neutrones, $Z = (21 - 11) = 10$ protones y 10 electrones.

▪ Especie ^{30}P (fósforo):

Si $A = 30$ y tiene 15 neutrones, $Z = (30 - 15) = 15$ protones y 15 electrones.

▪ Especie ^{37}Cl (cloro):

Si $A = 37$ y tiene 17 protones, la especie posee (37 – 17) = 20 neutrones y 15 electrones.

▪ Especie Cl^- (cloruro):

Si $A = 37$ y tiene 17 protones, la especie posee (37 – 17) = 20 neutrones.

Si la especie tiene 17 protones y la carga es –1, posee (17 + 1) = 18 electrones.

La tabla completa es:

Protones	*Z*	Neutrones	*A*	Electrones	Especie
13	13	14	27	13	^{27}Al
10	10	11	21	10	^{21}Ne
15	15	15	30	15	^{30}P
17	17	20	37	17	^{37}Cl
17	17	20	37	17	$^{37}Cl^-$

2. LEYES PONDERALES, MOL Y NÚMERO DE AVOGADRO

2.1. Una gota de ácido sulfúrico ocupa un volumen de 0,025 mL. Si su densidad es 1,981 g mL^{-1}, calcule el número de moléculas de ácido sulfúrico que hay en la gota y el número de átomos de oxígeno presentes en la misma.
¿Cuánto pesa una molécula de ácido sulfúrico?

(Canarias 1996) (Granada 2013)

El número de moles de H_2SO_4 contenidos en una gota es:

$$1\ \text{gota}\ H_2SO_4 \cdot \frac{0{,}025\ \text{mL}\ H_2SO_4}{1\ \text{gota}\ H_2SO_4} \cdot \frac{1{,}981\ \text{g}\ H_2SO_4}{1\ \text{mL}\ H_2SO_4} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}{98{,}1\ \text{g}\ H_2SO_4} = 5{,}1\cdot10^{-4}\ \text{mol}\ H_2SO_4$$

El número de moléculas de H_2SO_4 y de átomos de O contenidos en una gota es:

$$5{,}1\cdot10^{-4}\ \text{mol}\ H_2SO_4 \cdot \frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{moléculas}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4} = 3{,}0\cdot10^{20}\ \text{moléculas}\ H_2SO_4$$

$$3{,}0\cdot10^{20}\ \text{moléculas}\ H_2SO_4 \cdot \frac{4\ \text{átomos O}}{1\ \text{molécula}\ H_2SO_4} = 1{,}2\cdot10^{21}\ \text{átomos O}$$

La masa de una molécula de H_2SO_4 es:

$$\frac{98{,}1\ \text{g}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{moléculas}\ H_2SO_4} = 1{,}6\cdot10^{-22}\ \frac{\text{g}}{\text{molécula}}$$

2.2. El nitrógeno forma tres óxidos, en los que los porcentajes en masa de oxígeno son, respectivamente, 36,35 %, 53,32 % y 69,55 %. Demuestre que se cumple la ley de las proporciones múltiples.

(Valencia 1998)

La ley de Dalton de las proporciones múltiples (1808) dice:

> "las masas de un elemento que se combinan con una masa fija de otro, para formar diferentes compuestos, están en relación de números enteros sencillos".

Considerando una masa fija de, por ejemplo 28,00 g de N_2, las masas de O_2 que se combinan con esta en cada uno de los tres óxidos A, B y C son:

- Óxido A (36,35 % O)

$$28{,}00\ \text{g}\ N_2 \cdot \frac{36{,}35\ \text{g}\ O_2}{63{,}65\ \text{g}\ N_2} = 15{,}99\ \text{g}\ O_2$$

- Óxido B (53,32 % O)

$$28{,}00\ \text{g}\ N_2 \cdot \frac{53{,}32\ \text{g}\ O_2}{46{,}68\ \text{g}\ N_2} = 31{,}98\ \text{g}\ O_2$$

- Óxido C (69,55 % O)

$$28{,}00\ \text{g}\ N_2 \cdot \frac{69{,}55\ \text{g}\ O_2}{30{,}45\ \text{g}\ N_2} = 63{,}95\ \text{g}\ O_2$$

Relacionando entre sí las masas de O_2 se obtiene:

$$\frac{63{,}95\ \text{g}\ O_2\ (\text{óxido C})}{31{,}98\ \text{g}\ O_2\ (\text{óxido B})} = \frac{2}{1} \qquad \frac{63{,}95\ \text{g}\ O_2\ (\text{óxido C})}{15{,}99\ \text{g}\ O_2\ (\text{óxido A})} = \frac{4}{1} \qquad \frac{31{,}98\ \text{g}\ O_2\ (\text{óxido B})}{15{,}99\ \text{g}\ O_2\ (\text{óxido A})} = \frac{2}{1}$$

Valores que demuestran que se cumple la ley de Dalton de las proporciones múltiples.

2.3. Conteste verdadero o falso a las afirmaciones siguientes, justificando la respuesta:
a) Todos los puntos de la teoría atómica de Dalton se aplican en la actualidad
b) La teoría atómica de Dalton no puede explicar la ley de conservación de la masa
c) La teoría atómica de Dalton no puede explicar la ley de los volúmenes gaseosos de Gay-Lussac
d) Todos los elementos de la tabla periódica son monoatómicos como He, Li, … o diatómicos como O_2, N_2, …

(Valencia 1999)

a) **Falso**. Ya que el descubrimiento del electrón por parte de J.J. Thomson (1896) acabó con la propuesta de que los átomos son indivisibles.

La demostración de la existencia de isótopos por parte de F.W. Aston (1919) acabó con la propuesta de que todos los átomos de un mismo elemento son idénticos.

La demostración, por parte de S. Cannizzaro (1858), de que algunos elementos formaban moléculas diatómicas, acabó con la propuesta de que los átomos de diferentes elementos se combinaban en proporciones sencillas para formar moléculas.

b) **Falso**. Ya que, aunque para Dalton todos los elementos debían ser monoatómicos, la masa en una reacción química se mantenía constante independientemente de que se equivocara en la fórmula que debían tener las moléculas de los compuestos resultantes.

c) **Verdadero**. Existía una contradicción entre la propuesta de moléculas gaseosas monoatómicas de Dalton y el resultado experimental obtenido por Gay-Lussac. Solo podía explicarse la ley si se aceptaba que las moléculas gaseosas de algunos elementos eran diatómicas.

d) **Verdadero**. Todos los elementos son monoatómicos excepto los siete capaces formar moléculas diatómicas, H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2, Br_2 e I_2, que no eran contemplados por la teoría de Dalton.

2.4. Una mezcla de AgCl y AgBr contiene un 21,28 % de Br.
a) ¿Cuál es el porcentaje de AgBr en la mezcla?
b) ¿Cuál es el porcentaje de Ag en la mezcla?

(Canarias 2001)

a) La masa de Br contenida en 100 g de mezcla proporciona el porcentaje de AgBr en la misma:

$$\frac{21{,}28\text{ g Br}}{100\text{ g mezcla}}\cdot\frac{1\text{ mol Br}}{79{,}9\text{ g Br}}\cdot\frac{1\text{ mol AgBr}}{1\text{ mol Br}}\cdot\frac{187{,}8\text{ g AgBr}}{1\text{ mol AgBr}}=0{,}500\frac{\text{g AgBr}}{\text{g mezcla}}\quad\rightarrow\quad 50{,}0\text{ \% AgBr}$$

El resto de la mezcla es AgCl.

b) La masa de Ag procedente del AgBr contenida en 100 g de mezcla es:

$$\frac{50\text{ g AgBr}}{100\text{ g mezcla}}\cdot\frac{1\text{ mol AgBr}}{187{,}8\text{ g AgBr}}\cdot\frac{1\text{ mol Ag}}{1\text{ mol AgBr}}\cdot\frac{107{,}9\text{ g Ag}}{1\text{ mol Ag}}=0{,}287\frac{\text{g Ag}}{\text{g mezcla}}\quad\rightarrow\quad 28{,}7\text{ \% Ag}$$

- La masa de Ag procedente del AgCl contenida en 100 g de mezcla es:

$$\frac{50\text{ g AgCl}}{100\text{ g mezcla}}\cdot\frac{1\text{ mol AgCl}}{143{,}4\text{ g AgCl}}\cdot\frac{1\text{ mol Ag}}{1\text{ mol AgCl}}\cdot\frac{107{,}9\text{ g Ag}}{1\text{ mol Ag}}=0{,}376\frac{\text{g Ag}}{\text{g mezcla}}\quad\rightarrow\quad 37{,}6\text{ \% Ag}$$

El porcentaje de Ag en la mezcla es:

28,7 % Ag (procedente del AgBr) + 37,6 % Ag (procedente del AgCl) = 66,3 % Ag

2.5. Cuando se calientan 2,451 g de MXO_3 puro y seco, se liberan 0,960 g de oxígeno y se obtiene también un compuesto sólido, MX, que pesa 1,491 g. Cuando esta última cantidad se trata con exceso de $AgNO_3$ reacciona completamente y forma 2,87 g de AgX sólido. Calcule las masas atómicas de M y X.

(Canarias 2002) (Granada 2016)

Llamando M_X y M_M a las masas molares de los elementos X y M.

- La masa de oxígeno que se libera permite escribir la siguiente ecuación:

$$2{,}451\text{ g }MXO_3\cdot\frac{1\text{ mol }MXO_3}{(M_X+M_M+3\cdot16{,}0)\text{ g }MXO_3}\cdot\frac{3\text{ mol O}}{1\text{ mol }MXO_3}\cdot\frac{16{,}0\text{ g O}}{1\text{ mol O}}=0{,}960\text{ g O}$$

- La masa de AgX que se deposita permite escribir la siguiente ecuación:

$$1{,}491\text{ g MX}\cdot\frac{1\text{ mol MX}}{(M_X+M_M)\text{ g MX}}\cdot\frac{1\text{ mol X}}{1\text{ mol MX}}\cdot\frac{1\text{ mol AgX}}{1\text{ mol X}}\cdot\frac{(M_X+107{,}9)\text{ g AgX}}{1\text{ mol AgX}}=2{,}87\text{ g AgX}$$

Resolviendo el siguiente sistema de ecuaciones:

$$74{,}55 = M_X + M_M$$

$$0{,}520\ (107{,}9 + M_X) = M_X + M_M$$

se obtienen las masas molares de los elementos X y M:

$$M_X = 35{,}5\ \text{g mol}^{-1} \qquad M_M = 39{,}1\ \text{g mol}^{-1}$$

Masas molares que corresponden, respectivamente, a los elementos cloro y potasio.

2.6. Indique en un mol de Fe_2O_3:
a) El número total de átomos
b) El número total de moléculas-fórmula
c) El número total de iones divalentes
d) El número total de iones trivalentes

(Valencia 2002)

a) El número total de átomos es:

$$1{,}0\ \text{mol}\ Fe_2O_3 \cdot \frac{5\ \text{mol átomos}}{1\ \text{mol}\ Fe_2O_3} \cdot \frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{átomos}}{1\ \text{mol átomos}} = 3{,}0\cdot10^{24}\ \text{átomos}$$

b) El número total de moléculas-fórmula (sería más correcto decir unidades-fórmula) es:

$$1{,}0\ \text{mol}\ Fe_2O_3 \cdot \frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{unidades fórmula}}{1\ \text{mol}\ Fe_2O_3} = 6{,}0\cdot10^{23}\ \text{unidades fórmula}$$

c) El número total de iones divalentes es:

$$1{,}0\ \text{mol}\ Fe_2O_3 \cdot \frac{3\ \text{mol}\ O^{2-}}{1\ \text{mol}\ Fe_2O_3} \cdot \frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{iones}\ O^{2-}}{1\ \text{mol}\ O^{2-}} = 1{,}8\cdot10^{24}\ \text{iones}\ O^{2-}$$

d) El número total de iones trivalentes es:

$$1{,}0\ \text{mol}\ Fe_2O_3 \cdot \frac{2\ \text{mol}\ Fe^{3+}}{1\ \text{mol}\ Fe_2O_3} \cdot \frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{iones}\ Fe^{3+}}{1\ \text{mol}\ Fe^{3+}} = 1{,}2\cdot10^{24}\ \text{iones}\ Fe^{3+}$$

2.7. Si de una muestra de 20,4 g de fosfano, PH_3, se eliminan $1{,}2046\cdot10^{23}$ moléculas del mismo, indique la cantidad que queda expresada como:
a) Moles de PH_3
b) Moléculas de PH_3
c) Átomos de H
d) Gramos de H y de P

(Preselección Valencia 2003)

a) El número de moles de PH_3 contenidos en la muestra es:

$$20{,}4\ \text{g}\ PH_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ PH_3}{34{,}0\ \text{g}\ PH_3} = 0{,}600\ \text{mol}\ PH_3$$

▪ La cantidad de PH_3 que se elimina de la misma es:

$$1{,}2046\cdot10^{23}\ \text{moléculas}\ PH_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ PH_3}{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{moléculas}\ PH_3} = 0{,}200\ \text{mol}\ PH_3$$

▪ La cantidad de PH_3 que queda al final es:

$$0{,}600\ \text{mol}\ PH_3\ \text{(inicial)} - 0{,}200\ \text{mol}\ PH_3\ \text{(eliminado)} = 0{,}400\ \text{mol}\ PH_3$$

b) El número de moléculas de PH_3 es:

$$0{,}400\ \text{mol}\ PH_3 \cdot \frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{moléculas}\ PH_3}{1\ \text{mol}\ PH_3} = 2{,}41\cdot10^{23}\ \text{moléculas}\ PH_3$$

c) El número de átomos de H es:

$$0{,}400\ \text{mol}\ PH_3 \cdot \frac{3\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ PH_3} \cdot \frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{átomos H}}{1\ \text{mol H}} = 7{,}23\cdot10^{23}\ \text{átomos H}$$

d) Las masas de H y P son:

$$0{,}400\ \text{mol}\ PH_3 \cdot \frac{3\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ PH_3} \cdot \frac{1{,}00\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}} = 1{,}20\ \text{g H}$$

$$0{,}400\ \text{mol}\ PH_3 \cdot \frac{1\ \text{mol P}}{1\ \text{mol}\ PH_3} \cdot \frac{31{,}0\ \text{g P}}{1\ \text{mol P}} = 12{,}4\ \text{g P}$$

2.8. El 68,8 % de una mezcla de bromuro de plata y sulfuro de plata es plata. Calcule la composición de la mezcla.

(Valencia 2004)

Tomando una base de cálculo de 100 g de mezcla y llamando x e y, respectivamente, a los moles de AgBr y Ag_2S en la misma, se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$x\ \text{mol AgBr} \cdot \frac{187{,}8\ \text{g AgBr}}{1\ \text{mol AgBr}} + y\ \text{mol}\ Ag_2S \cdot \frac{247{,}8\ \text{g}\ Ag_2S}{1\ \text{mol}\ Ag_2S} = 100\ \text{g mezcla}$$

La cantidad de plata contenida en las sales que forman la mezcla es:

$$x\ \text{mol AgBr} \cdot \frac{1\ \text{mol Ag}}{1\ \text{mol AgBr}} + y\ \text{mol}\ Ag_2S \cdot \frac{2\ \text{mol Ag}}{1\ \text{mol}\ Ag_2S} = 68{,}8\ \text{g Ag} \cdot \frac{1\ \text{mol Ag}}{107{,}9\ \text{g Ag}}$$

Resolviendo en sistema formado por ambas ecuaciones se obtiene:

$$x = 0{,}329\ \text{mol AgBr} \qquad y = 0{,}155\ \text{mol}\ Ag_2S$$

La composición de la mezcla expresada como porcentaje en masa es:

$$0{,}329\ \text{mol AgBr} \cdot \frac{187{,}8\ \text{g AgBr}}{1\ \text{mol AgBr}} \cdot 100 = 61{,}7\ \%\ \text{AgBr}$$

$$0{,}155\ \text{mol}\ Ag_2S \cdot \frac{247{,}8\ \text{g}\ Ag_2S}{1\ \text{mol}\ Ag_2S} \cdot 100 = 38{,}3\ \%\ Ag_2S$$

2.9. Una muestra que consiste en una mezcla de cloruros de sodio y potasio pesa 0,3575 g, produce mediante el tratamiento adecuado, 0,1162 g de perclorato de potasio. Calcule el porcentaje de cada uno de los cloruros de la mezcla.

(Cádiz 2004)

El perclorato de potasio formado procede exclusivamente del cloruro potasio de la mezcla original, así que relacionando ambas sustancias:

$$0{,}1162\ \text{g}\ KClO_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ KClO_4}{138{,}6\ \text{g}\ KClO_4} \cdot \frac{1\ \text{mol Cl}}{1\ \text{mol}\ KClO_4} \cdot \frac{1\ \text{mol KCl}}{1\ \text{mol Cl}} \cdot \frac{74{,}6\ \text{g KCl}}{1\ \text{mol KCl}} = 0{,}0625\ \text{g KCl}$$

El porcentaje de cloruro de potasio en la mezcla original es:

$$\frac{0{,}0625\ \text{g KCl}}{0{,}3575\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 17{,}5\ \%\ \text{KCl}$$

El resto de la mezcla es cloruro de sodio:

$$100\ \%\ \text{mezcla} - 17{,}5\ \%\ \text{KCl} = 82{,}5\ \%\ \text{NaCl}$$

2.10. Una mezcla de 2,6482 g de V_2O_5 y VO_2 se sometió a diferentes operaciones de laboratorio que dieron lugar a 2,248 g de V_2O_3. Calcule la composición de la mezcla inicial.

(Valencia 2005) (Castilla y León 2013)

Llamando x e y, respectivamente, a los moles de V_2O_5 y VO_2 presentes en la mezcla se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$x \text{ mol } V_2O_5 \cdot \frac{181{,}8 \text{ g } V_2O_5}{1 \text{ mol } V_2O_5} + y \text{ mol } VO_2 \cdot \frac{82{,}9 \text{ g } VO_2}{1 \text{ mol } VO_2} = 2{,}6482 \text{ g mezcla} \qquad \text{(ecuación 1)}$$

Las cantidades de V_2O_3 obtenidas a partir de las masas iniciales de ambos óxidos son:

$$x \text{ mol } V_2O_5 \cdot \frac{2 \text{ mol V}}{1 \text{ mol } V_2O_5} \cdot \frac{1 \text{ mol } V_2O_3}{2 \text{ mol V}} \cdot \frac{149{,}8 \text{ g } V_2O_3}{1 \text{ mol } V_2O_3} = 149{,}8\ x \text{ g } V_2O_3$$

$$y \text{ mol } VO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol V}}{1 \text{ mol } VO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } V_2O_3}{2 \text{ mol V}} \cdot \frac{149{,}8 \text{ g } V_2O_3}{1 \text{ mol } V_2O_3} = 74{,}9\ y \text{ g } V_2O_3$$

A partir de los valores anteriores se puede plantear la siguiente ecuación:

$$(149{,}8\ x + 74{,}9\ y) \text{ g } V_2O_3 = 2{,}248 \text{ g } V_2O_3 \qquad \text{(ecuación 2)}$$

Resolviendo el sistema formado por ambas ecuaciones se obtiene:

$$x = y = 0{,}0100 \text{ mol}$$

Las masas de óxidos de la mezcla inicial son:

$$0{,}0100 \text{ mol } V_2O_5 \cdot \frac{181{,}8 \text{ g } V_2O_5}{1 \text{ mol } V_2O_5} = 1{,}82 \text{ g } V_2O_5$$

$$0{,}0100 \text{ mol } VO_2 \cdot \frac{82{,}9 \text{ g } VO_2}{1 \text{ mol } VO_2} = 0{,}829 \text{ g } VO_2$$

La composición de la mezcla expresada como porcentaje en masa es:

$$\frac{1{,}812 \text{ g } V_2O_5}{2{,}6482 \text{ g mezcla}} \cdot 100 = 68{,}7 \text{ \% } V_2O_5$$

$$\frac{0{,}829 \text{ g } VO_2}{2{,}6482 \text{ g mezcla}} \cdot 100 = 31{,}3 \text{ \% } VO_2$$

2.11. La hemoglobina de los glóbulos rojos de la mayoría de los mamíferos contiene aproximadamente 0,33 % en masa de hierro. Si mediante técnicas físicas se obtiene para la misma una masa molecular de 68.000, ¿cuántos átomos hierro hay en cada molécula de hemoglobina?

(Galicia 2005) (Valencia 2015) (Extremadura 2021)

Relacionando el hierro con la hemoglobina (HEM):

$$\frac{0{,}33 \text{ g Fe}}{100 \text{ g HEM}} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{55{,}8 \text{ g Fe}} \cdot \frac{68.000 \text{ g HEM}}{1 \text{ mol HEM}} = 4 \frac{\text{mol Fe}}{\text{mol HEM}} \quad \rightarrow \quad 4 \frac{\text{átomos Fe}}{\text{molécula HEM}}$$

(En Valencia 2015 y Extremadura 2021 se pregunta como cuestión multirrespuesta).

2.12. De la localidad francesa situada en la región de Alsacia, junto a la frontera alemana, Sainte-Marie-aux-Mines, famosa por sus yacimientos mineros ricos en minerales de cobre y plata, se ha extraído un mineral argentífero que contiene un 12,46 % de cloruro de plata, del que se obtiene este metal con un rendimiento en el proceso metalúrgico del 90,4 %. La plata obtenida se transforma en una aleación de plata cuya ley es de 916 g de Ag/1.000 g de aleación. Calcule la cantidad de aleación que se podrá obtener a partir de 2.750 kg de mineral.

(Murcia 2006) (País Vasco 2008) (Granada 2018)

La masa de AgCl contenida en la muestra de mineral es:

$$2.750\ \text{kg mineral} \cdot \frac{10^3\ \text{g mineral}}{1\ \text{kg mineral}} \cdot \frac{12{,}46\ \text{g AgCl}}{100\ \text{g mineral}} = 3{,}427 \cdot 10^5\ \text{g AgCl}$$

La masa de Ag que se puede extraer del AgCl es:

$$3{,}427 \cdot 10^5\ \text{g AgCl} \cdot \frac{1\ \text{mol AgCl}}{143{,}4\ \text{g AgCl}} \cdot \frac{1\ \text{mol Ag}}{1\ \text{mol AgCl}} \frac{107{,}9\ \text{g Ag}}{1\ \text{mol Ag}} = 2{,}578 \cdot 10^5\ \text{g Ag}$$

Considerando un rendimiento del 90,4 %:

$$2{,}578 \cdot 10^5\ \text{g Ag} \cdot \frac{90{,}4\ \text{g Ag (real)}}{100\ \text{g Ag (teórico)}} = 2{,}33 \cdot 10^5\ \text{g Ag}$$

La masa de aleación que se puede fabricar con la Ag obtenida es:

$$2{,}33 \cdot 10^5\ \text{g Ag} \cdot \frac{1.000\ \text{g aleación}}{916\ \text{g Ag}} \cdot \frac{1\ \text{kg aleación}}{1.000\ \text{g aleación}} = 254\ \text{kg aleación}$$

2.13. Las proteínas se encargan de la formación y mantenimiento de la maquinaria estructural y catalítica de la célula viva. Si se consumen más proteínas de las necesarias, los aminoácidos en exceso experimentan la desaminación (pierden los grupos amino), los residuos libres de nitrógeno se utilizan para completar los depósitos de grasas e hidratos de carbono y el nitrógeno se elimina, a través de la orina, en forma de amoniaco, urea y ácido úrico. En estas operaciones el hígado desarrolla un papel fundamental.
La mayoría de los animales acuáticos, incluyendo muchos peces, pero no todos, excretan simplemente amoniaco, sin transformarlo. En los anfibios y en los mamíferos se forma preferentemente urea, y en los reptiles y aves, ácido úrico.
Suponiendo que en un ser vivo se produce la desaminación de 2,00 g diarios de ácido glutámico, $C_5H_9NO_4$, y que el 5,00 % del nitrógeno total se transforma en amoniaco, NH_3, el 60,0 % en urea, CH_4N_2O, y el 5,00 % en ácido úrico, $C_5H_4N_4O_3$, calcule la cantidad máxima diaria, expresada en mg, de estos tres componentes presentes en la orina.

(Valencia 2006)

La masa de nitrógeno contenida en los 2,00 g de ácido glutámico ($C_5H_9NO_4$) es:

$$2{,}00\ \text{g } C_5H_9NO_4 \cdot \frac{1\ \text{mol } C_5H_9NO_4}{147{,}0\ \text{g } C_5H_9NO_4} \cdot \frac{1\ \text{mol N}}{1\ \text{mol } C_5H_9NO_4} \cdot \frac{10^3\ \text{mmol N}}{1\ \text{mol}} = 13{,}6\ \text{mmol N}$$

- Si el 5,00 % del nitrógeno total se convierte en amoniaco (NH_3):

$$13{,}6\ \text{mmol N} \cdot \frac{5{,}00\ \text{mmol N (transformado)}}{100\ \text{mmol N (total)}} \cdot \frac{1\ \text{mmol } NH_3}{1\ \text{mmol N}} \cdot \frac{17{,}0\ \text{mg } NH_3}{1\ \text{mmol } NH_3} = 11{,}6\ \text{mg } NH_3$$

- Si el 60,0 % del nitrógeno total se convierte en urea (CH_4N_2O):

$$13{,}6\ \text{mmol N} \cdot \frac{60{,}0\ \text{mmol N (transformado)}}{100\ \text{mmol N (total)}} \cdot \frac{1\ \text{mmol } CH_4N_2O}{2\ \text{mmol N}} \cdot \frac{60{,}0\ \text{mg } CH_4N_2O}{1\ \text{mmol } CH_4N_2O} = 245\ \text{mg } CH_4N_2O$$

▪ Si el 5,00 % del nitrógeno total se convierte en ácido úrico ($C_5H_4N_4O_3$):

$$13{,}6\ \text{mmol N} \cdot \frac{5{,}00\ \text{mmol N (transf.)}}{100\ \text{mmol N (total)}} \cdot \frac{1\ \text{mmol } C_5H_4N_4O_3}{4\ \text{mmol N}} \cdot \frac{168{,}0\ \text{mg } C_5H_4N_4O_3}{1\ \text{mmol } C_5H_4N_4O_3} = 29\ \text{mg } C_5H_4N_4O_3$$

2.14. El volumen molar de la plata sólida es 10,3 $cm^3\ mol^{-1}$. Sabiendo que solo un 74,0 % del volumen total de un trozo de plata metálica está ocupado por átomos de plata (suponiendo que el resto es espacio vacío que queda entre los átomos), calcule el radio de un átomo de plata.

(Canarias 2007)

A partir del volumen molar se puede obtener el volumen que ocupa un átomo de plata:

$$10{,}3\frac{\text{cm}^3}{\text{mol}} \cdot \frac{1\ \text{mol}}{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{átomos}} = 1{,}71\cdot10^{-23}\frac{\text{cm}^3}{\text{átomo}}$$

Como los átomos de plata solo aprovechan el 74,0 % del espacio de la red cristalina, el volumen efectivo que ocupa un átomo de plata es:

$$1{,}71\cdot10^{-23}\frac{\text{cm}^3}{\text{átomo}} \cdot \frac{74{,}0\ \text{cm}^3\ \text{(efectivo)}}{100\ \text{cm}^3\ \text{(total)}} = 1{,}27\cdot10^{-23}\frac{\text{cm}^3}{\text{átomo}}$$

Si se considera que los átomos de plata son esféricos, el radio de los mismos, expresado en Å, es:

$$R = \sqrt[3]{\frac{3V}{4\pi}} = \sqrt[3]{\frac{3\cdot(1{,}27\cdot10^{-23}\ \text{cm}^3)}{4\pi}} = 1{,}45\cdot10^{-8}\ \text{cm} \cdot \frac{1\ \text{Å}}{10^{-8}\ \text{cm}} = 1{,}45\ \text{Å}$$

2.15. Una arcilla típica de Moró utilizada en la fabricación de baldosas de pasta roja tiene la siguiente composición:

Sustancia	SiO_2	Al_2O_3	Fe_2O_3	Otras
% en masa	68,2	19,2	7,7	4,9

Calcule el porcentaje en masa de Si, Al y Fe que contiene la arcilla.

(Valencia 2008)

Tomando como base de cálculo 100 g de arcilla, los porcentajes en masa de cada uno de los elementos seleccionados son:

$$\frac{68{,}2\ \text{g } SiO_2}{100\ \text{g arcilla}} \cdot \frac{1\ \text{mol } SiO_2}{60{,}0\ \text{g } SiO_2} \cdot \frac{1\ \text{mol Si}}{1\ \text{mol } SiO_2} \cdot \frac{28{,}0\ \text{g Si}}{1\ \text{mol Si}} \cdot 100 = 31{,}8\ \%\ \text{Si}$$

$$\frac{19{,}2\ \text{g } Al_2O_3}{100\ \text{g arcilla}} \cdot \frac{1\ \text{mol } Al_2O_3}{102{,}0\ \text{g } Al_2O_3} \cdot \frac{2\ \text{mol Al}}{1\ \text{mol } Al_2O_3} \cdot \frac{27{,}0\ \text{g Al}}{1\ \text{mol Al}} \cdot 100 = 10{,}2\ \%\ \text{Al}$$

$$\frac{7{,}7\ \text{g } Fe_2O_3}{100\ \text{g arcilla}} \cdot \frac{1\ \text{mol } Fe_2O_3}{159{,}8\ \text{g } Fe_2O_3} \cdot \frac{2\ \text{mol Fe}}{1\ \text{mol } Fe_2O_3} \cdot \frac{55{,}9\ \text{g Fe}}{1\ \text{mol Fe}} \cdot 100 = 5{,}4\ \%\ \text{Fe}$$

2.16. Si se emplean cubiertos de plata, no se deben comer con ellos huevos revueltos o pasados por agua, porque lo normal es que se ennegrezcan al formarse sulfuro de plata por reacción de aquella con el azufre de los aminoácidos característicos de las proteínas del huevo. Al limpiarlos, se va el sulfuro de plata y, con ello, aunque no lo crea, varios millones de átomos de plata. Si un tenedor de 80 g de peso, con un porcentaje de plata del 85 %, después de una buena dieta a base huevos, ha combinado el 0,50 % de su plata en forma de sulfuro. Calcule:
a) El número aproximado de átomos de plata que se perderán en la limpieza del tenedor.
b) Si la plata en orfebrería tiene un precio aproximado de 10 € por gramo, ¿qué coste, sin considerar los detergentes empleados, supondrá esa limpieza?

(Murcia 2009)

a) La masa de plata que se pierde en la limpieza del tenedor es:

$$80\ \text{g tenedor} \cdot \frac{85\ \text{g Ag}}{100\ \text{g tenedor}} \cdot \frac{0{,}50\ \text{g Ag (combinada)}}{100\ \text{g Ag (total)}} = 0{,}34\ \text{g Ag}$$

El número de átomos de plata es:

$$0{,}34\ \text{g Ag} \cdot \frac{1\ \text{mol Ag}}{107{,}9\ \text{g Ag}} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{átomos Ag}}{1\ \text{mol Ag}} = 1{,}9 \cdot 10^{21}\ \text{átomos Ag}$$

b) El coste en plata del lavado del tenedor es:

$$0{,}34\ \text{g Ag} \cdot \frac{10\ €}{1\ \text{g Ag}} = 3{,}4\ €$$

2.17. Una mezcla de NaBr y Na_2SO_4 contiene un 29,96 % de Na en masa. Calcule:
a) El porcentaje en masa de cada compuesto en la mezcla.
b) El porcentaje en masa de sodio de cada compuesto.

(Córdoba 2009)

a) Llamando x e y, respectivamente, a las masas de NaBr y Na_2SO_4 contenidas en 100 g mezcla, para determinar la composición de la misma se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$x\ \text{g NaBr} + y\ \text{g } Na_2SO_4 = 100\ \text{g mezcla}$$

$$x\ \text{g NaBr} \cdot \frac{1\ \text{mol NaBr}}{102{,}9\ \text{g NaBr}} \cdot \frac{1\ \text{mol Na}}{1\ \text{mol NaBr}} + y\ \text{g } Na_2SO_4 \cdot \frac{1\ \text{mol } Na_2SO_4}{132\ \text{g } Na_2SO_4} \cdot \frac{2\ \text{mol Na}}{1\ \text{mol } Na_2SO_4} =$$

$$= 29{,}96\ \text{g Na} \cdot \frac{1\ \text{mol Na}}{23{,}0\ \text{g Na}}$$

Como se parte de 100 g de mezcla el resultado obtenido proporciona la composición de la misma expresada como porcentaje en masa:

$$x = 39{,}1\ \%\ \text{NaBr} \qquad y = 60{,}9\ \%\ Na_2SO_4$$

b) El porcentaje de Na cada compuesto es:

$$\frac{1\ \text{mol Na}}{1\ \text{mol AgBr}} \cdot \frac{23{,}0\ \text{g Na}}{1\ \text{mol Na}} \cdot \frac{1\ \text{mol NaBr}}{102{,}9\ \text{g NaBr}} \cdot 100 = 22{,}4\ \%\ \text{Na}$$

$$\frac{2\ \text{mol Na}}{1\ \text{mol } Na_2SO_4} \cdot \frac{23{,}0\ \text{g Na}}{1\ \text{mol Na}} \cdot \frac{1\ \text{mol } Na_2SO_4}{132{,}0\ \text{mol } Na_2SO_4} \cdot 100 = 34{,}8\ \%\ \text{Na}$$

2.18. La esmeralda es una piedra preciosa de color verde, variedad del mineral denominado berilo, cuya fórmula es $Be_3Al_2Si_6O_{18}$. Es muy valorada debido a su rareza, pues desde la antigüedad se descubrieron piedras preciosas de color verde como la malaquita, pero la esmeralda es la única cristalina. Su nombre significa piedra verde y su verde es tan especial que en su honor, se le denomina verde esmeralda. El mayor productor de esmeraldas en el mundo es Colombia seguido por Brasil. Su color es más o menos intenso debido a la variación entre el número de átomos de berilio y aluminio. Para una esmeralda de 10 quilates (1 quilate = 200 mg), calcule:
a) Los moles de átomos de berilio.
b) El total de átomos de oxígeno.
c) Porcentaje de aluminio y silicio.
d) Ordene todos los elementos que forman la esmeralda, de acuerdo a su radio y electronegatividad

(Murcia 2011) (Castilla-La Mancha 2017)

El número de moles de esmeralda es:

$$10\ \text{quilates} \cdot \frac{200\ \text{mg}}{1\ \text{quilate}} \cdot \frac{1\ \text{g}}{10^3\ \text{mg}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Be_3Al_2Si_6O_{18}}{537{,}0\ \text{g}\ Be_3Al_2Si_6O_{18}} = 3{,}7{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ Be_3Al_2Si_6O_{18}$$

a) El número de moles de átomos de berilio en la muestra es:

$$3{,}7{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ Be_3Al_2Si_6O_{18} \cdot \frac{3\ \text{mol Be}}{1\ \text{mol}\ Be_3Al_2Si_6O_{18}} = 1{,}1{\cdot}10^{-2}\ \text{mol Be}$$

b) El número de átomos de oxígeno en la muestra es:

$$3{,}7{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ Be_3Al_2Si_6O_{18} \cdot \frac{18\ \text{mol O}}{1\ \text{mol}\ Be_3Al_2Si_6O_{18}} = 6{,}7{\cdot}10^{-2}\ \text{mol O}$$

$$6{,}7{\cdot}10^{-2}\ \text{mol O} \cdot \frac{6{,}022{\cdot}10^{23}\ \text{átomos O}}{1\ \text{mol O}} = 4{,}0{\cdot}10^{22}\ \text{átomos O}$$

c) El porcentaje (en masa) de Al y Si en la esmeralda es:

$$\frac{2\ \text{mol Al}}{1\ \text{mol}\ Be_3Al_2Si_6O_{18}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Be_3Al_2Si_6O_{18}}{537{,}0\ \text{g}\ Be_3Al_2Si_6O_{18}} \cdot \frac{27{,}0\ \text{g Al}}{1\ \text{mol Al}} \cdot 100 = 10{,}1\ \%\ \text{Al}$$

$$\frac{6\ \text{mol Si}}{1\ \text{mol}\ Be_3Al_2Si_6O_{18}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Be_3Al_2Si_6O_{18}}{537{,}0\ \text{g}\ Be_3Al_2Si_6O_{18}} \cdot \frac{28{,}0\ \text{g Si}}{1\ \text{mol Si}} \cdot 100 = 31{,}3\ \%\ \text{Si}$$

d) Siendo elementos de diferentes periodos, Be y O ($n = 2$) y Al y Si ($n = 3$), el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas, por tanto, Al y Si tienen mayor tamaño que Be y O.

Respecto elementos de un mismo periodo, es la carga nuclear efectiva el factor determinante del tamaño. En un periodo, esta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico, lo que hace que la atracción nuclear sea mayor, por tanto, el tamaño será menor.

Atendiendo los criterios anteriores, el orden creciente de radios covalentes (pm) es:

O (73) < Be (90) < Si (111) < Al (118)

La electronegatividad, χ, mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i, y de la afinidad electrónica, E_{ae}, de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades.

La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo en un:

- Grupo: disminuye al aumentar el número de capas electrónicas.

- Periodo: aumenta al aumentar el valor del número atómico.

De acuerdo con lo expuesto, el orden creciente de electronegatividad de los elementos propuestos es:

Be < Al < Si < O

Los valores de la electronegatividad (según Pauling) encontrados en la bibliografía son:

Be (1,57) < Al (1,61) < Si (1,90) < O (3,44)

2.19. Desde el punto de vista práctico, la estequiometría incluye todas las relaciones cuantitativas en las que intervienen las masas moleculares y atómicas, las fórmulas químicas y la ecuación química. J. B. Richter, padre de la estequiometría, fue un adelantado de su tiempo, porque se empeñó en tratar la química, matemáticamente, lo cual a nadie se le ocurría a finales del siglo XVIII. Para él, la Química era una rama de las matemáticas, influenciado por su maestro Kant, que había establecido que "en cada una de las disciplinas de la naturaleza solamente se puede encontrar tanto de auténtica ciencia cuanto se encuentra en ella de matemática".

¿Sería capaz de calcular, mediante cálculos estequiométricos, la huella de carbono asociada a un trayecto en coche en el que se han consumido 5,00 L de combustible diésel?

Diésel	
Poder calorífico (MJ/kg)	43,0
Densidad (kg/m^3)	832
Carbono (% masa)	82,0
Hidrógeno (% masa)	16,0
Oxígeno (% masa)	1,0
Azufre (% masa)	0,05



(Nota. Huella de carbono: parámetro mediante el cual se cuantifican los gases de efecto invernadero (GEI) asociados a un proceso o producto, para indicar su contribución al cambio climático. Considere que la huella de carbono se expresa como "masa de dióxido de carbono" emitido).

(Cádiz 2019)

La cantidad de CO_2 que se produce al quemar el volumen de diésel propuesto es:

$$5{,}00\ \text{L diésel} \cdot \frac{1\ \text{m}^3\ \text{diésel}}{10^3\ \text{L diésel}} \cdot \frac{832\ \text{kg diésel}}{1\ \text{m}^3\ \text{diésel}} \cdot \frac{10^3\ \text{g diésel}}{1\ \text{kg diésel}} = 4{,}16 \cdot 10^3\ \text{g diésel}$$

$$4{,}16 \cdot 10^3\ \text{g diésel} \cdot \frac{82{,}0\ \text{g C}}{100\ \text{g diésel}} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}} \cdot \frac{1\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol C}} \cdot \frac{44{,}0\ \text{g CO}_2}{1\ \text{mol CO}_2} \cdot \frac{1\ \text{kg CO}_2}{10^3\ \text{g CO}_2} = 12{,}5\ \text{kg CO}_2$$

3. COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS

3.1. El análisis elemental de un determinado compuesto orgánico proporciona la siguiente información sobre su composición: carbono 30,45 %; hidrógeno 3,83 %; cloro 45,69 % y oxígeno 20,23 %. La densidad de su vapor es 5,48 veces la del aire, que es igual a 1,29 g L^{-1} en condiciones normales de presión y temperatura. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?

(Asturias 1992) (Baleares 2003)

En primer lugar, se calcula la masa molar del compuesto a partir de su densidad relativa respecto al aire:

$$d = \frac{\rho_x}{\rho_{aire}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} d = \text{densidad relativa} \\ \rho_x = \text{densidad del compuesto X} \\ \rho_{aire} = \text{densidad del aire} \end{cases}$$

El valor de la densidad del compuesto desconocido es:

$$\rho_x = 5{,}48 \cdot (1{,}29\ \text{g L}^{-1}) = 7{,}07\ \text{g L}^{-1}$$

Considerando comportamiento ideal, el valor de la masa molar del compuesto es:

$$M = (7{,}07\ \text{g L}^{-1}) \cdot (22{,}4\ \text{L mol}^{-1}) = 158\ \text{g mol}^{-1}$$

Para obtener la fórmula molecular se relacionan las cantidades de cada uno de los elementos con la masa molar del compuesto X:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{30{,}45\ \text{g C}}{100\ \text{g X}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}} \cdot \dfrac{158\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 4\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\ \dfrac{3{,}83\ \text{g H}}{100\ \text{g X}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}} \cdot \dfrac{158\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 6\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \\ \dfrac{45{,}69\ \text{g Cl}}{100\ \text{g X}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol Cl}}{35{,}5\ \text{g Cl}} \cdot \dfrac{158\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 2\dfrac{\text{mol Cl}}{\text{mol X}} \\ \dfrac{20{,}23\ \text{g O}}{100\ \text{g X}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} \cdot \dfrac{158\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 2\dfrac{\text{mol O}}{\text{mol X}} \end{array}\right\} \rightarrow \text{fórmula molecular: } C_4H_6Cl_2O_2$$

3.2. Un compuesto contiene carbono, hidrógeno y azufre. Una muestra de $7{,}96 \cdot 10^{-2}$ g del mismo ha sido quemada en presencia de oxígeno, dando $16{,}65 \cdot 10^{-2}$ g de dióxido de carbono. En un experimento separado, se llevaron a cabo una serie de reacciones químicas con $4{,}31 \cdot 10^{-2}$ g de muestra que transformaron todo el azufre del compuesto en $11{,}96 \cdot 10^{-2}$ g de sulfato de bario. ¿Cuál es la fórmula empírica?

Sabiendo que a la temperatura de 90 °C y a la presión de 770 mmHg el compuesto en estado gaseoso tiene una densidad de 2,86 g L^{-1}, ¿cuál es la fórmula molecular del compuesto? De acuerdo con la fórmula molecular encontrada, sugiera posibles estructuras.

(Asturias 1993)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M = \frac{(2{,}86\ \text{g L}^{-1}) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (90 + 273{,}15)\ \text{K}}{770\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 84{,}1\ \text{g mol}^{-1}$$

- El carbono contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2:

$$\frac{16{,}65 \cdot 10^{-2}\ \text{g CO}_2}{7{,}96 \cdot 10^{-2}\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol CO}_2}{44{,}0\ \text{g CO}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CO}_2} \cdot \frac{84{,}1\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 4\frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

▪ El azufre contenido en el compuesto X se determina en forma de $BaSO_4$:

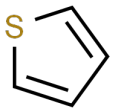
$$\frac{11{,}96\cdot10^{-2}\text{ g BaSO}_4}{4{,}31\cdot10^{-2}\text{ g X}}\cdot\frac{1\text{ mol BaSO}_4}{233{,}4\text{ g BaSO}_4}\cdot\frac{1\text{ mol S}}{1\text{ mol BaSO}_4}\cdot\frac{84{,}1\text{ g X}}{1\text{ mol X}}=1\frac{\text{mol S}}{\text{mol X}}$$

▪ El hidrógeno contenido en el compuesto X se determina por diferencia:

$$\frac{\left(84{,}1\text{ g X}-4\text{ mol C}\cdot\frac{12{,}0\text{ g C}}{1\text{ mol C}}-1\text{ mol S}\cdot\frac{32{,}1\text{ g S}}{1\text{ mol S}}\right)\text{g H}}{1\text{ mol X}}\cdot\frac{1\text{ mol H}}{1{,}0\text{ g H}}=4\frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera del compuesto X es C_4H_4S.

La estructura del compuesto C_4H_4S, cuyo nombre es tiofeno, es:



3.3. Una muestra de un cloruro de hierro de 0,300 g de masa fue disuelta en agua y la disolución resultante tratada con una disolución de nitrato de plata para precipitar el cloruro de plata. Después de asegurarse que la precipitación fue completa, el cloruro de plata fue filtrado, secado y pesado, obteniéndose una masa de 0,678 g.
a) ¿Cuántos gramos de cloro había en la muestra original de cloruro de hierro?
b) ¿Cuál será la fórmula empírica del cloruro de hierro?
c) ¿Podrá corresponderse la fórmula empírica obtenida en b) con la fórmula molecular del cloruro de hierro? Justifique la respuesta.
d) ¿Qué cantidad de nitrato de plata habrá sido necesario emplear, como mínimo, para la precipitación completa?

(Asturias 1993)

a) La masa de cloro contenida en la muestra original es:

$$0{,}678\text{ g AgCl}\cdot\frac{1\text{ mol AgCl}}{143{,}4\text{ g AgCl}}\cdot\frac{1\text{ mol Cl}}{1\text{ mol AgCl}}\cdot\frac{35{,}5\text{ g Cl}}{1\text{ mol Cl}}=0{,}168\text{ g Cl}$$

b) La masa de Fe contenida en la muestra es:

$$0{,}300\text{ g FeCl}_x-0{,}168\text{ g Cl}=0{,}132\text{ g Fe}$$

Relacionando las cantidades de ambos elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla del compuesto:

$$\frac{0{,}168\text{ g Cl}}{0{,}132\text{ g Fe}}\cdot\frac{1\text{ mol Cl}}{35{,}5\text{ g Cl}}\cdot\frac{55{,}8\text{ g Fe}}{1\text{ mol Fe}}=2\frac{\text{mol Cl}}{\text{mol Fe}}\quad\rightarrow\quad\text{fórmula empírica: }FeCl_2$$

c) La diferencia de electronegatividad existente entre ambos elementos determina que forman un compuesto con enlace predominantemente iónico, por lo que el mismo no forma moléculas sino redes cristalinas, por lo que el compuesto no tiene fórmula molecular.

d) Relacionando el cloro de la muestra con el AgCl formado, la masa de $AgNO_3$ necesaria para la precipitación es:

$$0{,}168\text{ g Cl}\cdot\frac{1\text{ mol Cl}}{35{,}5\text{ g Cl}}\cdot\frac{1\text{ mol AgCl}}{1\text{ mol Cl}}\cdot\frac{1\text{ mol AgNO}_3}{1\text{ mol AgCl}}\cdot\frac{169{,}9\text{ g AgNO}_3}{1\text{ mol AgNO}_3}=0{,}804\text{ g AgNO}_3$$

3.4. En la combustión de 0,785 g de una sustancia orgánica que contiene carbono, hidrógeno y oxígeno se forman 1,50 g de CO_2 y 0,921 g de H_2O. Para determinar su masa molecular se vaporizan 0,206 g del compuesto observándose que ocupan 108 cm^3 recogidos sobre agua a 14 °C y 756 mmHg. La presión de vapor del agua a esta temperatura es 11,8 mmHg.
a) Calcule razonadamente las fórmulas empírica y molecular de esta sustancia en base a los datos obtenidos en los experimentos descritos.
b) Formule y nombre dos sustancias con fórmula molecular igual a la calculada e indique el tipo de isomería que se da entre ellas.
c) Uno de los compuestos reacciona con el ácido etanoico y también con oxidantes fuertes. Escriba las reacciones y nombre los compuestos resultantes.
d) Al disolver 120 g de dicha sustancia en 500 g de un disolvente, el punto de congelación de la disolución
resulta ser 9,50 °C menor que el del disolvente puro. Calcule la constante crioscópica del disolvente. (Suponga comportamiento ideal de la disolución).

(Asturias 1996) (Asturias 1999) (País Vasco 2010)

a) Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular directamente la fórmula molecular del compuesto X. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal y, que además se encuentra húmedo, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M = \frac{0{,}206\ \text{g} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (14 + 273{,}15)\ \text{K}}{(756 - 11{,}8)\ \text{mmHg} \cdot (108\ \text{cm}^3)} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} \cdot \frac{10^3\ \text{cm}^3}{1\ \text{L}} = 45{,}9\ \text{g mol}^{-1}$$

a) El carbono contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2.

$$\frac{1{,}50\ \text{g}\ CO_2}{0{,}785\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{g}\ CO_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2} \cdot \frac{45{,}9\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 2\,\frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

- El hidrógeno contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{0{,}921\ \text{g}\ H_2O}{0{,}785\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O} \cdot \frac{45{,}9\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 6\,\frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

- El oxígeno contenido en el compuesto X se determina por diferencia:

$$\frac{45{,}9\ \text{g X} - \left(2\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right) - \left(6\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)}{1\ \text{mol X}}\ \text{g O} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 1\,\frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera es C_2H_6O y, como no se puede simplificar, coincide con la fórmula empírica.

b) De acuerdo con la fórmula general de los hidrocarburos saturados, C_nH_{2n+2}, la fórmula general de los alcoholes saturados es $C_nH_{2n+2}O$, ya que un átomo de H se sustituye por un grupo OH. Para $n = 2$, la fórmula debería ser C_2H_6O.

Dos sustancias compatibles con esa fórmula molecular serían los isómeros de función:

CH_3CH_2OH	CH_3OCH_3
etanol	metoximetano

c) El único de los dos compuestos anteriores capaz de reaccionar con el ácido etanoico es el etanol (esterificación). La ecuación química correspondiente a dicha reacción es:

$$CH_3CH_2OH + CH_3CH_2OH \rightarrow \underset{\text{acetato de etilo}}{CH_3COOCH_2CH_3} + H_2O$$

La reacciónde oxidación del etanol (alcohol primario) produce el correspondiente aldehído. La ecuación química correspondiente a dicha reacción es:

$$\underset{\text{etanal}}{CH_3CH_2OH + \text{oxidante} \rightarrow CH_3CHO}$$

d) La variación en la temperatura de congelación, ΔT, de una disolución con un soluto no iónico y no volátil se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = K_f\, m$$

El valor de la constante K_f es:

$$K_f = \frac{9{,}50\ ^\circ\text{C}}{\dfrac{120\ \text{g}\ C_2H_6O}{500\ \text{g disolvente}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol}}{45{,}9\ \text{g}\ C_2H_6O} \cdot \dfrac{10^3\ \text{g disolvente}}{1\ \text{kg disolvente}}} = 1{,}82\ ^\circ\text{C kg mol}^{-1}$$

(En Asturias 1996 se proponen los dos primeros apartados. En País Vasco 2010 no se propone el apartado d).

3.5. Como consecuencia de la combustión de 0,342 g de una sustancia orgánica A formada por carbono, hidrógeno y oxígeno se recogen 255 mL de CO_2, medidos en condiciones normales, y 366 mL de vapor de agua, medidos a 725 Torr y 100 °C. Determine la fórmula molecular de A, sabiendo que una disolución preparada con 9,00 g de A en 72,0 g de agua tiene una presión de vapor de 0,0226 atm a 20 °C. A esta misma temperatura, la presión de vapor del agua pura es de 17,40 mmHg.

(Asturias 1997) (Extremadura 2018)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto A a partir de su masa molar.

De acuerdo con la ley de Raoult (1882), la presión de vapor del disolvente, suponiendo que se trata de una mezcla binaria, se calcula de acuerdo con la ecuación:

$$p = p^\circ\,(1 - x_s) \quad \rightarrow \quad \begin{cases} p = \text{presión de vapor de la disolución} \\ p^\circ = \text{presión de vapor del disolvente puro} \\ x_s = \text{fracción molar del soluto no volátil} \end{cases}$$

Sustituyendo en la expresión anterior:

$$0{,}0226\ \text{atm} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 17{,}40\ \text{mmHg} \cdot \left(1 - \frac{9{,}00\ \text{g A} \cdot \dfrac{1\ \text{mol A}}{M\ \text{g A}}}{9{,}00\ \text{g A} \cdot \dfrac{1\ \text{mol A}}{M\ \text{g A}} + 72{,}0\ \text{g}\ H_2O \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}}\right)$$

Se obtiene, $M = 180\ \text{g mol}^{-1}$.

▪ El carbono contenido en el compuesto A se determina en forma de CO_2. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal:

$$n = \frac{1\ \text{atm} \cdot 255\ \text{mL}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} = 0{,}0114\ \text{mol}\ CO_2$$

$$\frac{0{,}0114\ \text{mol}\ CO_2}{0{,}342\ \text{g A}} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2} \cdot \frac{180\ \text{g A}}{1\ \text{mol A}} = 6\,\frac{\text{mol C}}{\text{mol A}}$$

▪ El hidrógeno contenido en el compuesto A se determina en forma de H_2O. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal:

$$n = \frac{725\ \text{Torr} \cdot 366\ \text{mL}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (100 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{Torr}} \cdot \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} = 0{,}0114\ \text{mol}\ H_2O$$

$$\frac{0{,}0114\ \text{mol}\ H_2O}{0{,}342\ \text{g A}} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O} \cdot \frac{180\ \text{g A}}{1\ \text{mol A}} = 12\,\frac{\text{mol H}}{\text{mol A}}$$

▪ El oxígeno contenido en el compuesto A se determina por diferencia:

$$\frac{180\ \text{g A} - \left(6\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right) - \left(12\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)}{1\ \text{mol X}}\ \text{g O} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 6\frac{\text{mol O}}{\text{mol A}}$$

La fórmula molecular o verdadera es $C_6H_{12}O_6$.

(En el problema propuesto en Asturias 1997 tanto el volumen de CO_2 como la presión de vapor de la disolución facilitados son incorrectos).

3.6. El análisis de un compuesto orgánico líquido determina que está formado por 18,60 % de carbono, 1,55 % de hidrógeno, 24,81 % de oxígeno y el resto de cloro.
a) Determine la fórmula empírica del compuesto.
Al evaporar 1,29 g de dicha sustancia en un recipiente cerrado, a la temperatura de 197 °C y presión atmosférica normal, estos ocupan un volumen de 385 cm^3.
b) ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?
Al disolver 2,064 g del compuesto, en estado líquido, en agua destilada suficiente para obtener 500 mL de disolución, se detecta que esta tiene carácter ácido; 50,0 cm^3 de ella se neutralizan con 32,0 cm^3 de una disolución obtenida al disolver 2,00 g de hidróxido de sodio puro en agua destilada, hasta conseguir 1 L de disolución.
c) Escriba la posible ecuación química correspondiente a la reacción entre las sustancias e indique el número de moles de cada una de ellas que han reaccionado.
d) ¿Cuál es el pH de la disolución de hidróxido de sodio?

(Murcia 1997)

a-b) El porcentaje de cloro en ese compuesto es:

$$100\ \%\ \text{compuesto} - (18{,}60\ \%\ \text{C} + 1{,}55\ \%\ \text{H} + 24{,}81\ \%\ \text{O}) = 55{,}0\ \%\ \text{Cl}$$

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X a partir de su masa molar. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene su masa molar:

$$M = \frac{1{,}29\ \text{g} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (197 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm} \cdot 385\ \text{cm}^3} \cdot \frac{10^3\ \text{cm}^3}{1\ \text{L}} = 129\ \text{g mol}^{-1}$$

Para obtener la fórmula molecular de X se relacionan las cantidades de cada elemento con la masa molar del compuesto:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{18{,}60\ \text{g C}}{100\ \text{g X}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}} \cdot \dfrac{129\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 2\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\ \dfrac{1{,}55\ \text{g H}}{100\ \text{g X}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}} \cdot \dfrac{129\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 2\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \\ \dfrac{24{,}81\ \text{g O}}{100\ \text{g X}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} \cdot \dfrac{129\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 2\dfrac{\text{mol O}}{\text{mol X}} \\ \dfrac{55{,}0\ \text{g Cl}}{100\ \text{g X}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol Cl}}{35{,}5\ \text{g Cl}} \cdot \dfrac{129\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 2\dfrac{\text{mol Cl}}{\text{mol X}} \end{array}\right\} \rightarrow \text{fórmula molecular: } C_2Cl_2H_2O_2$$

Simplificando la fórmula anterior se obtiene la fórmula empírica o sencilla, $(CClHO)_n$.

Dada la fórmula molecular $C_2Cl_2H_2O_2$, y teniendo en cuenta que se trata de un compuesto ácido, su fórmula semidesarrollada podría ser $CHCl_2COOH$.

c) La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización es:

$$CHCl_2COOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow CHCl_2COONa(aq) + H_2O(l)$$

Como la reacción es mol a mol, el número de moles que reaccionan de ambas especies es el mismo.

La concentración de la disolución de NaOH es:

$$[\text{NaOH}] = \frac{2{,}00\ \text{g NaOH}}{1\ \text{L disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol NaOH}}{40{,}0\ \text{g NaOH}} = 0{,}0500\ \text{mol L}^{-1}$$

La cantidad de NaOH que se neutraliza es:

$$32{,}0\ \text{mL NaOH 0,0500 M} \cdot \frac{0{,}0500\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 0,0500 M}} = 1{,}60\ \text{mmol NaOH}$$

La concentración de la disolución de $CHCl_2COOH$ es:

$$[CHCl_2COOH] = \frac{2{,}064\ \text{g } CHCl_2COOH}{500\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol } CHCl_2COOH}{129{,}1\ \text{g } CHCl_2COOH} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 0{,}0320\ \text{mol L}^{-1}$$

La cantidad de $CHCl_2COOH$ que se neutraliza es:

$$50{,}0\ \text{mL } CHCl_2COOH\ 0{,}0320\ \text{M} \cdot \frac{0{,}0320\ \text{mmol } CHCl_2COOH}{1\ \text{mL } CHCl_2COOH\ 0{,}0320\ \text{M}} = 1{,}60\ \text{mmol } CHCl_2COOH$$

d) El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente disociada en iones de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$\text{NaOH(aq)} \rightarrow \text{Na}^+\text{(aq)} + \text{OH}^-\text{(aq)}$$

El balance de materia permite escribir que:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 0{,}0500\ \text{mol L}^{-1}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (0{,}0500) = 1{,}30 \quad \rightarrow \quad \text{pH} = 14{,}0 - 1{,}30 = 12{,}7$$

3.7. En el fondo de un reactor se ha encontrado una escoria desconocida. Analizados 12,5 g de este polvo, se ha encontrado que contenía un 77,7 % de hierro y un 22,3 % de oxígeno. ¿Cuál es la fórmula estequiométrica de este compuesto?

(Galicia 2000)

El número de moles de átomos de cada elemento es:

$$12{,}5\ \text{g escoria} \cdot \frac{77{,}7\ \text{g Fe}}{100\ \text{g escoria}} \cdot \frac{1\ \text{mol Fe}}{55{,}8\ \text{g Fe}} = 0{,}174\ \text{mol Fe}$$

$$12{,}5\ \text{g escoria} \cdot \frac{22{,}3\ \text{g O}}{100\ \text{g escoria}} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 0{,}174\ \text{mol O}$$

Relacionando las cantidades de ambos elementos se obtiene la fórmula empírica del compuesto:

$$\frac{0{,}174\ \text{mol Fe}}{0{,}174\ \text{mol O}} = 1\ \frac{\text{mol Fe}}{\text{mol O}} \quad \rightarrow \quad \text{fórmula empírica: FeO}$$

3.8. El análisis de un compuesto formado solo por carbono e hidrógeno indica que contiene 82,6 % de carbono. Una cantidad de 0,470 g de este compuesto llena un matraz de 200 mL a una presión de 752 mmHg y 25 °C de temperatura. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto? Calcule su masa molecular y establezca la fórmula molecular del mismo. A partir de este dato proponga fórmulas estructurales posibles.

(Sevilla 2000)

Para identificar el hidrocarburo (HC) es preciso determinar su fórmula molecular y, para ello, es necesario conocer su masa molar. Suponiendo que este hidrocarburo en estado gaseoso se comporta de forma ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M = \frac{0{,}470\ \text{g} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{752\ \text{mmHg} \cdot 200\ \text{mL}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL}}{1\ \text{L}} = 58{,}1\ \text{g mol}^{-1}$$

Para obtener la fórmula empírica se relacionan los moles de átomos de ambos elemento. Tomando una base de cálculo de 100 g de compuesto:

$$\frac{(100 - 82{,}6)\ \text{g H}}{82{,}6\ \text{g C}} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}} = \frac{5\ \text{mol H}}{2\ \text{mol C}} \quad \rightarrow \quad \text{fórmula empírica: } (C_2H_5)_n$$

Con la masa molar se puede obtener la fórmula molecular:

$$58{,}1\ \text{g HC} = n\left(2\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}} + 5\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right) \rightarrow n = 2 \rightarrow \text{fórmula molecular: } C_4H_{10}$$

A la vista de la fórmula molecular se deduce que se trata de un hidrocarburo saturado de cuatro carbonos que solo presenta dos posibles isómeros cuyas fórmulas estructurales son:



3.9. Un compuesto orgánico está formado por carbono, hidrógeno, nitrógeno y oxígeno. Al quemar una muestra de 8,9 g de este compuesto se obtienen 2,7 g de agua y 8,8 g de dióxido de carbono. En otro experimento, 8,9 g de compuesto, por el método Kjeldahl, producen 1,4 g de gas nitrógeno. Al vaporizar el compuesto, a 270 °C y presión de 3 atm; 0,100 L de vapor pesan 1,20 g. Calcule:
a) La fórmula empírica del compuesto.
b) La masa molar aproximada del compuesto y su fórmula molecular.

(Asturias 2000)

a-b) Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X a partir de su masa molar. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene su masa molar:

$$M = \frac{1{,}20\ \text{g} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (270 + 273{,}15)\ \text{K}}{3\ \text{atm} \cdot 0{,}100\ \text{L}} = 178\ \text{g mol}^{-1}$$

- El carbono contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2.

$$\frac{8{,}8\ \text{g CO}_2}{8{,}9\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol CO}_2}{44{,}0\ \text{g CO}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CO}_2} \cdot \frac{178\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 4\frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

- El hidrógeno contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{2{,}7\ \text{g H}_2\text{O}}{8{,}9\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{178\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 6\frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

- El nitrógeno contenido en el compuesto X se determina en forma de N_2:

$$\frac{1{,}4\ \text{g N}_2}{8{,}9\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol N}_2}{28{,}0\ \text{g N}_2} \cdot \frac{2\ \text{mol N}}{1\ \text{mol N}_2} \cdot \frac{178\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 2\frac{\text{mol N}}{\text{mol X}}$$

▪ El oxígeno contenido en el compuesto X se determina por diferencia:

$$\frac{178\ \text{g X} - \left(4\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right) - \left(6\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right) - \left(2\ \text{mol N} \cdot \frac{14{,}0\ \text{g N}}{1\ \text{mol N}}\right)}{1\ \text{mol X}}\ \text{g O} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 6\frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera es $C_4H_6N_2O_6$.

Simplificando la fórmula molecular se obtiene que la fórmula empírica o sencilla es $(C_2H_3NO_3)_n$.

3.10. El análisis de un escape de un proyectil de artillería de la Primera Guerra Mundial da los siguientes resultados: hidrógeno = 3,88 % y arsénico = 96,12 %. ¿Cuál es la fórmula estequiométrica de este compuesto?

(Galicia 2001)

Tomando una base de cálculo de 100 g de compuesto, el número de moles de átomos de cada elemento es:

$$100\ \text{g compuesto} \cdot \frac{3{,}88\ \text{g H}}{100\ \text{g compuesto}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}} = 3{,}88\ \text{mol H}$$

$$100\ \text{g compuesto} \cdot \frac{96{,}12\ \text{g As}}{100\ \text{g compuesto}} \cdot \frac{1\ \text{mol As}}{74{,}9\ \text{g As}} = 1{,}28\ \text{mol As}$$

Relacionando las cantidades de ambos elementos se obtiene la fórmula empírica del compuesto:

$$\frac{3{,}88\ \text{mol H}}{1{,}28\ \text{mol As}} = 3\frac{\text{mol H}}{\text{mol As}} \quad \rightarrow \quad \text{fórmula empírica: } AsH_3$$

3.11. Una muestra de 30,0 g de un compuesto orgánico, formado por C, H y O, se quema en exceso de oxígeno y se producen 66,0 g de dióxido de carbono y 21,6 g de agua.
a) Calcule el número de moléculas de cada uno de los compuestos que se forman.
b) ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto, si su masa molecular es 100?
c) Considerando que dicha fórmula molecular corresponde a un ácido monocarboxílico alifático, escriba las fórmulas estructurales y nombre todos los isómeros posibles.

(Extremadura 2001) (Baleares 2017)

a) El número de moléculas de CO_2 es:

$$66{,}0\ \text{g } CO_2 \cdot \frac{1\ \text{mol } CO_2}{44{,}0\ \text{g } CO_2} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas } CO_2}{1\ \text{mol } CO_2} = 9{,}03 \cdot 10^{22}\ \text{moléculas } CO_2$$

El número de moléculas de H_2O es:

$$21{,}6\ \text{g } H_2O \cdot \frac{1\ \text{mol } H_2O}{18{,}0\ \text{g } H_2O} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas } H_2O}{1\ \text{mol } H_2O} = 7{,}23 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas } H_2O$$

b) Teniendo en cuenta que en la combustión del compuesto orgánico (X) todo el carbono se transforma en CO_2 y el hidrógeno en H_2O, los moles de átomos en la muestra del compuesto X son:

$$66{,}0\ \text{g } CO_2 \cdot \frac{1\ \text{mol } CO_2}{44{,}0\ \text{g } CO_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol } CO_2} = 1{,}50\ \text{mol C}$$

$$21{,}6\ \text{g } H_2O \cdot \frac{1\ \text{mol } H_2O}{18{,}0\ \text{g } H_2O} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol } H_2O} = 2{,}40\ \text{mol H}$$

El oxígeno contenido en el compuesto X se calcula por diferencia:

$$30\ \text{g X} - \left[\left(1{,}5\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right) + \left(2{,}4\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)\right]\text{g O} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 0{,}60\ \text{mol O}$$

Para obtener la fórmula molecular se relacionan los moles de átomos de cada elemento con la masa molar del compuesto X:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{1{,}50\ \text{mol C}}{30\ \text{g X}} \cdot \dfrac{100\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 5\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\ \dfrac{2{,}40\ \text{mol H}}{30\ \text{g X}} \cdot \dfrac{100\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 8\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \\ \dfrac{0{,}60\ \text{mol O}}{30\ \text{g X}} \cdot \dfrac{100\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 2\dfrac{\text{mol O}}{\text{mol X}} \end{array}\right\} \rightarrow \text{fórmula molecular: } C_5H_8O_2$$

c) La fórmula del hidrocarburo saturado de cinco carbonos es C_5H_{12}, como la fórmula propuesta tiene cuatro átomos de hidrógeno menos quiere decir que presenta dos insaturaciones, una de las cuales corresponde al grupo carbonilo, C=O. Los posibles isómeros son:

$COOH–CH=CH–CH_2–CH_3$	ácido 2-pentenoico
$COOH–C(CH_3)=CH–CH_3$	ácido 2-metil-2-butenoico
$COOH–CH_2–CH=CH–CH_3$	ácido 3-pentenoico
$COOH–CH(CH_3)–CH=CH_2$	ácido 2-metil-3-butenoico
$COOH–CH_2–CH_2–CH=CH_2$	ácido 4-pentenoico
$COOH–CH=C(CH_3)–CH_3$	ácido 3-metil-2-butenoico
$COOH–C(CH_2–CH_3)=CH_2$	ácido 2-etilpropenoico
$COOH–CH_2–C(CH_3)=CH_2$	ácido 3-metil-3-butenoico

(Problema propuesto en O.N.Q. Ciudad Real 1997).

3.12. Determine la fórmula empírica de un compuesto que tiene la siguiente composición centesimal: 45,86 % de K, 37,65 % de O, y 16,49 % de nitrógeno.

(Asturias 2001)

Tomando una base de cálculo de 100 g de compuesto y relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla de un compuesto:

$$\left.\begin{array}{l} 45{,}86\ \text{g K} \cdot \dfrac{1\ \text{mol K}}{39{,}1\ \text{g K}} = 1{,}17\ \text{mol K} \\ 16{,}49\ \text{g N} \cdot \dfrac{1\ \text{mol N}}{14{,}0\ \text{g N}} = 1{,}18\ \text{mol N} \\ 37{,}65\ \text{g O} \cdot \dfrac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 2{,}35\ \text{mol O} \end{array}\right\} \rightarrow \left\{\begin{array}{l} \dfrac{1{,}18\ \text{mol N}}{1{,}17\ \text{mol K}} = 1\dfrac{\text{mol N}}{\text{mol K}} \\ \dfrac{2{,}35\ \text{mol O}}{1{,}17\ \text{mol K}} = 2\dfrac{\text{mol O}}{\text{mol K}} \end{array}\right\} \rightarrow \text{F. empírica: } KNO_2$$

3.13. Cuando se queman 2,371 g de carbono, se forman 8,688 g de un óxido de este elemento. En condiciones normales, 1 L este óxido pesa 1,9768 g. Determine su fórmula.

(Baleares 2002)

Considerando comportamiento ideal, la masa molar del óxido es:

$$M = (1{,}9768\ \text{g L}^{-1}) \cdot (22{,}4\ \text{L mol}^{-1}) = 44{,}2\ \text{g mol}^{-1}$$

La cantidad de oxígeno que contiene la muestra de óxido es:

$$8{,}688\ \text{g óxido} - 2{,}371\ \text{g C} = 6{,}317\ \text{g O}$$

Relacionando las cantidades de ambos elementos con la masa molar del óxido se obtiene la fórmula molecular del mismo:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{2{,}371\ \text{g C}}{8{,}688\ \text{g óxido}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}} \cdot \dfrac{44{,}2\ \text{g óxido}}{1\ \text{mol óxido}} = 1\ \dfrac{\text{mol C}}{\text{mol óxido}} \\ \dfrac{6{,}317\ \text{g O}}{8{,}688\ \text{g óxido}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} \cdot \dfrac{44{,}2\ \text{g óxido}}{1\ \text{mol óxido}} = 2\ \dfrac{\text{mol O}}{\text{mol óxido}} \end{array}\right\} \rightarrow \text{fórmula molecular: } CO_2$$

3.14. Se introducen en un tubo graduado 20 cm^3 de un hidrocarburo gaseoso desconocido, C_xH_z, y 50 cm^3 de oxígeno. Después de la combustión y la condensación del vapor de agua al volver a las condiciones iniciales queda un residuo gaseoso de 30 cm^3 que al ser tratado con potasa cáustica se reduce a 10 cm^3. Determine la fórmula del hidrocarburo.

(Castilla y León 2002)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del hidrocarburo (HC) es:

$$C_xH_z + \left(x + \frac{z}{4}\right) O_2 \rightarrow x\ CO_2 + \frac{z}{2}\ H_2O$$

Al atravesar los gases fríos procedentes de la combustión (CO_2 y O_2 sobrante) la disolución acuosa de KOH se produce la absorción del CO_2 quedando el O_2 sin reaccionar. Por tanto, si los 30 cm^3 de gases se reducen a 10 cm^3, quiere decir que la mezcla contenía 20 cm^3 de CO_2 y 10 cm^3 de O_2 sin reaccionar.

Considerando comportamiento ideal para los gases, de acuerdo con la ley de Avogadro (1811), la relación volumétrica coincide con la relación molar:

$$\frac{20\ \text{cm}^3\ CO_2}{20\ \text{cm}^3\ \text{HC}} \rightarrow 1\ \frac{\text{mol } CO_2}{\text{mol HC}} \rightarrow 1\ \frac{\text{mol C}}{\text{mol HC}}$$

El volumen de O_2 consumido por el carbono del hidrocarburo es:

$$20\ \text{cm}^3\ CO_2 \cdot \frac{1\ \text{cm}^3\ O_2}{1\ \text{cm}^3\ CO_2} = 20\ \text{cm}^3\ O_2$$

Si se consumen 40 cm^3 de O_2 y 20 cm^3 son consumidos por el carbono, los 20 cm^3 restantes reaccionan con el hidrógeno:

$$\frac{20\ \text{cm}^3\ O_2}{20\ \text{cm}^3\ \text{HC}} \rightarrow 1\ \frac{\text{mol } O_2}{\text{mol HC}} \cdot \frac{2\ \text{mol } H_2}{1\ \text{mol } O_2} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol } H_2} = 4\ \frac{\text{mol H}}{\text{mol HC}}$$

Relacionando las cantidades de ambos elementos se obtiene la fórmula molecular del hidrocarburo:

$$\frac{4\ \dfrac{\text{mol H}}{\text{mol HC}}}{1\ \dfrac{\text{mol C}}{\text{mol HC}}} = \frac{4\ \text{mol H}}{1\ \text{mol C}} \rightarrow \text{fórmula molecular: } CH_4$$

3.15. Una muestra de 1,5 g de un compuesto orgánico formado por carbono, hidrógeno y oxígeno se quema en exceso de oxígeno obteniéndose 2,997 g de CO_2 y 1,227 g de H_2O. Si una muestra de 0,438 g del compuesto al vaporizarla, a 100 °C y 750 mmHg, ocupa 155 mL:
a) Calcule la fórmula molecular de dicho compuesto.
b) Proponga diferentes isómeros para la fórmula encontrada.

(Cádiz 2003) (Baleares 2014)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X a partir de su masa molar. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene su masa molar:

$$M = \frac{0{,}438\ \text{g} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (100 + 273{,}15)\ \text{K}}{(750\ \text{mmHg}) \cdot (155\ \text{mL})} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL}}{1\ \text{L}} = 87{,}6\ \text{g mol}^{-1}$$

▪ El carbono contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2:

$$\frac{2{,}997\ \text{g}\ CO_2}{1{,}5\ \text{g X}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}\cdot\frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2}\cdot\frac{87{,}6\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}}=4\frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

▪ El hidrógeno contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{1{,}227\ \text{g}\ H_2O}{1{,}5\ \text{g X}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}\cdot\frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O}\cdot\frac{87{,}6\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}}=8\frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

▪ El oxígeno contenido en el compuesto X se determina por diferencia:

$$\frac{87{,}6\ \text{g X}-\left(4\ \text{mol C}\cdot\frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right)-\left(8\ \text{mol H}\cdot\frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)}{1\ \text{mol X}}\ \text{g O}\cdot\frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}}=2\frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera es $C_4H_8O_2$.

b) A la vista de la fórmula molecular y comparándola con la del hidrocarburo saturado de cuatro carbonos, C_4H_{10}, se deduce que el compuesto debe presentar una insaturación, por lo que si contiene dos átomos de oxígeno, los compuestos más corrientes posibles, deben ser ácidos carboxílicos y ésteres:

$CH_3CH_2CH_2COOH$	ácido butanoico
$CH_3CH(CH_3)COOH$	ácido metilpropanoico
$CH_3CH_2COOCH_3$	propanoato de metilo
$CH_3COOCH_2CH_3$	acetato de etilo
$HCOOCH_2CH_2CH_3$	metanoato de propilo
$HCOOC(CH_3)_2$	metanoato de isopropilo

(En el problema propuesto en Baleares 2014 se añade el apartado b).

3.16. Una muestra de 30,0 g de un compuesto orgánico, formado por carbono, hidrógeno y oxígeno, se quema en exceso de oxígeno y se produce 66,0 g de dióxido de carbono y 21,6 g de agua.
a) Calcule la composición centesimal y la fórmula empírica de dicho compuesto.
b) Calcule la fórmula molecular de dicho compuesto sabiendo que 0,492 del mismo ocupan un volumen de 120,2 mL a 25 °C y 1 atm.
c) Considerando que la fórmula molecular corresponde a un ácido monocarboxílico alifático (R–COOH) de cadena abierta (no cíclico), escriba las siete fórmulas estructurales que son compatibles con la fórmula molecular de dicho compuesto y nombre todos los compuestos.
d) Indique el tipo de hibridación que presenta el átomo de carbono del grupo funcional ácido carboxílico, el número de enlaces π y el número de electrones de valencia no enlazantes de dicho grupo funcional.
e) Se prepara una disolución disolviendo 10 g de dicho compuesto en agua hasta obtener 250 mL de disolución.
e1) ¿Cuál es la concentración molar del ácido?
e2) ¿Cuántos mL de disolución de hidróxido de sodio 0,50 M serían necesarios para neutralizar 25 mL de la disolución ácida anterior?

(Sevilla 2003)

a-b) Teniendo en cuenta que en la combustión del compuesto orgánico HX todo el carbono se transforma en CO_2 y el hidrógeno en H_2O, su composición centesimal es:

$$\frac{66{,}0\ \text{g}\ CO_2}{30{,}0\ \text{g HX}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}\cdot\frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2}\cdot\frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\cdot 100=60{,}0\ \%\ \text{C}$$

$$\frac{21{,}6\ \text{g}\ H_2O}{30{,}0\ \text{g HX}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}\cdot\frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O}\cdot\frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\cdot 100=8{,}0\ \%\ \text{H}$$

El oxígeno contenido en el compuesto HX se calcula por diferencia:

$$100\ \%\ \text{HX} - (60{,}0\ \%\ \text{C} + 8{,}0\ \%\ \text{H}) = 32{,}0\ \%\ \text{O}$$

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto HX a partir de su masa molar. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene su masa molar:

$$M = \frac{0{,}492\ \text{g} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm} \cdot 120{,}2\ \text{mL}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL}}{1\ \text{L}} = 100\ \text{g mol}^{-1}$$

Para obtener la fórmula molecular se relacionan los moles de átomos de cada elemento con la masa molar del compuesto X:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{60{,}0\ \text{g C}}{100\ \text{g HX}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}} \cdot \dfrac{100\ \text{g HX}}{1\ \text{mol HX}} = 5\ \dfrac{\text{mol C}}{\text{mol HX}} \\ \dfrac{8{,}0\ \text{g H}}{100\ \text{g HX}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}} \cdot \dfrac{100\ \text{g HX}}{1\ \text{mol HX}} = 8\ \dfrac{\text{mol H}}{\text{mol HX}} \\ \dfrac{32{,}0\ \text{g O}}{100\ \text{g HX}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} \cdot \dfrac{100\ \text{g HX}}{1\ \text{mol HX}} = 2\ \dfrac{\text{mol O}}{\text{mol HX}} \end{array}\right\} \rightarrow \quad \text{fórmula molecular: } C_5H_8O_2$$

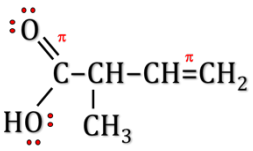
Como la fórmula molecular obtenida no se puede simplificar, la fórmula empírica es la misma.

c) La fórmula del hidrocarburo saturado de cinco carbonos es C_5H_{12}, como la fórmula propuesta tiene cuatro átomos de hidrógeno menos quiere decir que presenta dos insaturaciones, una de las cuales corresponde al grupo carbonilo, C=O. Los posibles isómeros son:

$COOH–CH=CH–CH_2–CH_3$	ácido 2-pentenoico
$COOH–C(CH_3)=CH–CH_3$	ácido 2-metil-2-butenoico
$COOH–CH_2–CH=CH–CH_3$	ácido 3-pentenoico
$COOH–CH(CH_3)–CH=CH_2$	ácido 2-metil-3-butenoico
$COOH–CH_2–CH_2–CH=CH_2$	ácido 4-pentenoico
$COOH–CH=C(CH_3)–CH_3$	ácido 3-metil-2-butenoico
$COOH–C(CH_2–CH_3)=CH_2$	ácido 2-etilpropenoico o 2-etilacrílico
$COOH–CH_2–C(CH_3)=CH_2$	ácido 3-metil-3-butenoico

d) Si un átomo de carbono presenta un enlace doble tiene hibridación sp^2.

En los enlaces dobles, uno de los enlaces es σ y el otro es π, por tanto, el átomo de carbono del grupo carboxilo que presenta un enlace doble tiene 1 enlace π.



Además, el grupo carboxilo presenta 8 electrones no enlazantes, cuatro sobre cada átomo de oxígeno.

e1) La concentración molar de la disolución ácida preparada es:

$$\frac{10\ \text{g } C_5H_8O_2}{250\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol } C_5H_8O_2}{100\ \text{g } C_5H_8O_2} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 0{,}40\ \text{M}$$

e2) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $C_5H_8O_2$ y NaOH es:

$$C_5H_8O_2(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaC_5H_7O_2(aq) + H_2O(l)$$

Relacionando el ácido a neutralizar con NaOH 0,50 M:

$$25\ \text{mL } C_5H_8O_2\ 0{,}40\ \text{M} \cdot \frac{0{,}40\ \text{mmol } C_5H_8O_2}{1\ \text{mL } C_5H_8O_2\ 0{,}40\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mmol } C_5H_8O_2} \cdot \frac{1\ \text{mL NaOH } 0{,}50\ \text{M}}{0{,}50\ \text{mmol NaOH}} = 20\ \text{mL NaOH } 0{,}50\ \text{M}$$

(Problema similar al propuesto en O.N.Q. Ciudad Real 1997 y en ambas ocasiones, se omite el ácido 2-etilpropenoico o 2-etilacrílico como posible isómero).

3.17. Cierto hidrocarburo gaseoso contiene un 81,82 % de carbono y el resto es hidrógeno. Sabiendo que un litro de este gas a 0 °C y 1 atm tiene una masa de 1,966 g, determine:
a) La fórmula empírica.
b) La masa molar.
c) La fórmula molecular.

(Preselección Valencia 2003)

a) Para obtener la fórmula empírica se relacionan los moles de átomos de ambos elementos:

$$\frac{(100-81{,}82)\ \text{g H}}{81{,}82\ \text{g C}}\cdot\frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\cdot\frac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}}=\frac{8\ \text{mol H}}{3\ \text{mol C}}\quad\rightarrow\quad\text{fórmula empírica: }(C_3H_8)_n$$

b) Para identificar el hidrocarburo (HC) es preciso determinar su fórmula molecular y, para ello, es necesario conocer su masa molar. Suponiendo que este hidrocarburo en estado gaseoso se comporta de forma ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M=\frac{(1{,}966\ \text{g})\cdot(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}\cdot 1\ \text{L}}=44{,}0\ \text{g mol}^{-1}$$

c) Con la masa molar se puede obtener la fórmula molecular:

$$44{,}0\ \text{g HC}=n\left(3\ \text{mol C}\cdot\frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}+8\ \text{mol H}\cdot\frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)\quad\rightarrow\quad n=1\quad\rightarrow\quad\text{fórmula molecular: }C_3H_8$$

3.18. Calcule la fórmula empírica de un compuesto cuya composición centesimal es 24,25 % de carbono; 4,05 % de hidrógeno y 71,7 % de cloro. Sabiendo que una muestra de 3,1 g de dicho compuesto en estado gaseoso a 110 °C y 744 mmHg ocupan un volumen de 1,0 L, calcule su fórmula molecular. ¿Cuántos moles y moléculas del compuesto habrá en los 3,1 g?

(Canarias 2003)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X a partir de su masa molar. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene su masa molar:

$$M=\frac{3{,}1\ \text{g}\cdot(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(110+273{,}15)\ \text{K}}{744\ \text{mmHg}\cdot 1{,}0\ \text{L}}\cdot\frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}}=99\ \text{g mol}^{-1}$$

Para obtener la fórmula molecular se relacionan las cantidades de cada uno de los elementos con la masa molar del compuesto X:

$$\left.\begin{array}{l}\dfrac{24{,}25\ \text{g C}}{100\ \text{g X}}\cdot\dfrac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}}\cdot\dfrac{99\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}}=2\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol X}}\\[2ex]\dfrac{4{,}05\ \text{g H}}{100\ \text{g X}}\cdot\dfrac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}}\cdot\dfrac{99\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}}=4\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol X}}\\[2ex]\dfrac{71{,}7\ \text{g Cl}}{100\ \text{g X}}\cdot\dfrac{1\ \text{mol Cl}}{35{,}5\ \text{g Cl}}\cdot\dfrac{99\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}}=2\dfrac{\text{mol Cl}}{\text{mol X}}\end{array}\right\}\quad\rightarrow\quad\text{fórmula molecular: }C_2Cl_2H_4$$

El número moles y moléculas del compuesto $C_2Cl_2H_4$ en la muestra es:

$$3{,}1\ \text{g }C_2Cl_2H_4\cdot\frac{1\ \text{mol }C_2Cl_2H_4}{99\ \text{g }C_2Cl_2H_4}=0{,}031\ \text{mol }C_2Cl_2H_4$$

$$0{,}031\ \text{mol }C_2Cl_2H_4\cdot\frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{moléculas }C_2Cl_2H_4}{1\ \text{mol }C_2Cl_2H_4}=1{,}9\cdot10^{23}\ \text{moléculas }C_2Cl_2H_4$$

3.19. Los compuestos inorgánicos cristalinos que contienen un número definido de moléculas de agua se denominan hidratos y se caracterizan por presentar una composición definida. Un calentamiento moderado de estos compuestos provoca el desprendimiento progresivo de las moléculas de agua presentes.
Cuando se calienta un hidrato de sulfato de cobre, sufre una serie de transformaciones:
- **Una muestra de 2,574 g de un hidrato "A" se calentó a 140 °C transformándose en 1,833 g de otro hidrato "B", que al ser calentada a 400 °C se transformó en 1,647 g de sal anhidra.**
- **Esta, calentada a 1.000 °C, proporcionó 0,819 g de un óxido de cobre.**

Calcule las fórmulas de los hidratos "A" y "B" y del óxido de cobre.

(Valencia 2003) (Murcia 2016)

Los hidratos están constituidos por las siguientes cantidades:

$$\text{Hidrato A} \rightarrow \begin{cases} 1{,}647 \text{ g sal anhidra} \\ (2{,}547 - 1{,}647) \text{ g } H_2O = 0{,}927 \text{ g } H_2O \end{cases}$$

$$\text{Hidrato B} \rightarrow \begin{cases} 1{,}647 \text{ g sal anhidra} \\ (1{,}833 - 1{,}647) \text{ g } H_2O = 0{,}186 \text{ g } H_2O \end{cases}$$

En primer lugar, hay que determinar de qué sulfato de cobre se trata. La cantidad de óxido de cobre obtenido al final del proceso permite la determinación de las fórmulas del hidrato B y del óxido:

$$0{,}819 \text{ g } Cu_xO \cdot \frac{1 \text{ mol } Cu_xO}{(63{,}5x + 16{,}0) \text{ g } Cu_xO} \cdot \frac{1 \text{ mol } Cu_xSO_4}{1 \text{ mol } Cu_xO} \cdot \frac{(63{,}5x + 96{,}1) \text{ g } Cu_xSO_4}{1 \text{ mol } Cu_xSO_4} = 1{,}647 \text{ g } Cu_xSO_4$$

Se obtiene $x \approx 1$, por tanto, el sulfato de cobre es $CuSO_4$ y el óxido es CuO.

Para obtener la fórmula de los hidratos se relacionan los moles de $CuSO_4$ y de H_2O:

$$\left.\begin{array}{l} 0{,}186 \text{ g } H_2O \cdot \dfrac{1 \text{ mol } H_2O}{18{,}0 \text{ g } H_2O} = 1{,}03 \cdot 10^{-2} \text{ mol } H_2O \\ 1{,}647 \text{ g } CuSO_4 \cdot \dfrac{1 \text{ mol } CuSO_4}{159{,}6 \text{ g } CuSO_4} = 1{,}03 \cdot 10^{-2} \text{ mol } CuSO_4 \end{array}\right\} \rightarrow \frac{1{,}03 \cdot 10^{-2} \text{ mol } H_2O}{1{,}03 \cdot 10^{-2} \text{ mol } CuSO_4} = 1$$

La fórmula del hidrato B es $CuSO_4 \cdot H_2O$.

$$\left.\begin{array}{l} 0{,}927 \text{ g } H_2O \cdot \dfrac{1 \text{ mol } H_2O}{18{,}0 \text{ g } H_2O} = 5{,}15 \cdot 10^{-2} \text{ mol } H_2O \\ 1{,}647 \text{ g } CuSO_4 \cdot \dfrac{1 \text{ mol } CuSO_4}{159{,}6 \text{ g } CuSO_4} = 1{,}03 \cdot 10^{-2} \text{ mol } CuSO_4 \end{array}\right\} \rightarrow \frac{5{,}15 \cdot 10^{-2} \text{ mol } H_2O}{1{,}03 \cdot 10^{-2} \text{ mol } CuSO_4} = 5$$

La fórmula del hidrato A es $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

3.20. El análisis elemental de una cierta sustancia orgánica indica que está compuesta únicamente por carbono, hidrógeno y oxígeno. Al oxidar esta sustancia en presencia del catalizador adecuado, todo el carbono se oxida a dióxido de carbono y todo el hidrógeno a agua. Cuando se realiza esta oxidación catalítica con 1,000 g de compuesto se obtienen 0,978 g de dióxido de carbono y 0,200 g de agua. Sabiendo que la masa molecular de esta sustancia es 90 g mol^{-1}:
a) Determine la fórmula molecular del compuesto.
b) Proponga una estructura de Lewis y nombre el compuesto orgánico del que trata el problema.

(Baleares 2004) (Baleares 2015)

Relacionando las cantidades dadas con la masa molar del compuesto se puede obtener la fórmula molecular del mismo.

▪ El carbono contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2:

$$\frac{0{,}978\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{g}\ CO_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2} \cdot \frac{90\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 2\ \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

▪ El hidrógeno contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

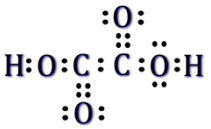
$$\frac{0{,}200\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O} \cdot \frac{90\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 2\ \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

▪ El oxígeno contenido en el compuesto X se determina por diferencia:

$$\frac{90\ \text{g X} - \left(2\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right) - \left(2\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)}{1\ \text{mol X}}\ \text{g O} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 4\ \frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera es $C_2H_2O_4$.

Con esa fórmula molecular, un compuesto con dos átomos de carbono debe tener los átomos de hidrógeno unidos a átomos de oxígeno formando grupos OH, y los dos átomos de oxígeno restantes deben estar unidos a los átomos de carbono mediante dobles enlaces formando grupos C=O. Por tanto, la única posibilidad es que el compuesto presente dos grupos carboxilo. El único compatible con dicha fórmula molecular es el ácido etanodioico u oxálico cuya fórmula semidesarrollada es COOH−COOH y cuya estructura de Lewis es:



3.21. Cuando se lleva a cabo la combustión completa de 2,00 g de cierto hidrocarburo, se desprenden 6,286 g de CO_2 y 2,571 g de vapor de H_2O. Se sabe que 2,00 g de compuesto a 20 °C y 710 mmHg ocupan un volumen de 0,9195 L. Determine la fórmula molecular de dicho compuesto.

(Canarias 2004)

Suponiendo que en estado gaseoso el hidrocarburo se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene su masa molar:

$$M = \frac{2{,}00\ \text{g} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15)\ \text{K}}{(710\ \text{mmHg}) \cdot (0{,}9195\ \text{L})} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 55{,}9\ \text{g mol}^{-1}$$

▪ El carbono contenido en el hidrocarburo X se determina en forma de CO_2:

$$\frac{6{,}286\ \text{g}\ CO_2}{2{,}00\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{g}\ CO_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2} \cdot \frac{55{,}9\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 4\ \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

▪ El hidrógeno contenido en el hidrocarburo X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{2{,}571\ \text{g}\ H_2O}{2{,}00\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O} \cdot \frac{55{,}9\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 8\ \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera es C_4H_8.

3.22. En la combustión de 0,6240 g de un compuesto orgánico que solo contiene carbono, hidrógeno y oxígeno se obtienen 0,2160 g de agua. Todo el carbono contenido en 0,4160 g del dicho compuesto orgánico se transformó en 1,2000 g de carbonato de calcio. El compuesto orgánico es un ácido triprótico (tricarboxílico), y su sal contiene un 61,22 % de plata.
Calcule las fórmulas empírica y molecular del compuesto.

(Valencia 2004)

Teniendo en cuenta que por tratarse de un ácido tricarboxílico la sal correspondiente contendrá 3 mol de plata (Ag_3A), se puede calcular, en primer lugar, la masa molar de la sal de plata (Ag_3A):

$$\frac{3\ \text{mol Ag}}{1\ \text{mol}\ Ag_3A} \cdot \frac{107{,}9\ \text{g Ag}}{1\ \text{mol Ag}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Ag_3A}{M\ \text{g}\ Ag_3A} = \frac{61{,}22\ \text{g Ag}}{100\ \text{g}\ Ag_3A} \quad \rightarrow \quad M = 528{,}7\ \text{g mol}^{-1}$$

La masa molar del ácido (H_3A) se obtiene reemplazando la plata de la sal por hidrógeno:

$$528{,}7\ \text{g}\ Ag_3A - \left(3\ \text{mol Ag} \cdot \frac{107{,}9\ \text{g Ag}}{1\ \text{mol Ag}}\right) + \left(3\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right) = 208{,}0\ \text{g}$$

- El carbono contenido en el ácido se determina en forma de $CaCO_3$:

$$\frac{1{,}2000\ \text{g}\ CaCO_3}{0{,}4160\ \text{g}\ H_3A} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CaCO_3}{100{,}1\ \text{g}\ CaCO_3} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CaCO_3} \cdot \frac{208{,}0\ \text{g}\ H_3A}{1\ \text{mol}\ H_3A} = 6\frac{\text{mol C}}{\text{mol}\ H_3A}$$

- El hidrógeno contenido en el ácido se determina en forma de H_2O:

$$\frac{0{,}2160\ \text{g}\ H_2O}{0{,}6240\ \text{g}\ H_3A} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O} \cdot \frac{208{,}0\ \text{g}\ H_3A}{1\ \text{mol}\ H_3A} = 8\frac{\text{mol H}}{\text{mol}\ H_3A}$$

- El oxígeno se determina por diferencia:

$$\frac{208{,}0\ \text{g}\ H_3A - \left(6\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right) - \left(8\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)}{1\ \text{mol}\ H_3A}\ \text{g O} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 8\frac{\text{mol O}}{\text{mol}\ H_3A}$$

La fórmula molecular o verdadera es $C_6H_8O_8$.

Simplificando la fórmula molecular se obtiene que la fórmula empírica o sencilla es $(C_3H_4O_4)_n$.

3.23. Un compuesto orgánico contiene un 51,613 % de oxígeno; 38,709 % de carbono y 9,677 % de hidrógeno. Calcule:
a) Su fórmula empírica.
b) Si 2,00 g de esta sustancia, ocupan 0,9866 L a 1 atm y 100 °C, ¿cuál es su fórmula molecular?

(Cádiz 2004)

a-b) Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X a partir de su masa molar y simplificando esta obtener la fórmula empírica. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene su masa molar:

$$M = \frac{2{,}00\ \text{g} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (100 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm} \cdot 0{,}9866\ \text{L}} = 62{,}0\ \text{g mol}^{-1}$$

Para obtener la fórmula molecular se relacionan las cantidades de cada uno de los elementos con la masa molar del compuesto X:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{38{,}709\ \text{g C}}{100\ \text{g X}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}} \cdot \dfrac{62{,}0\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 2\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\ \dfrac{9{,}677\ \text{g H}}{100\ \text{g X}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}} \cdot \dfrac{62{,}0\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 6\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \\ \dfrac{51{,}613\ \text{g O}}{100\ \text{g X}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} \cdot \dfrac{62{,}0\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 2\dfrac{\text{mol O}}{\text{mol X}} \end{array}\right\} \rightarrow \text{fórmula molecular: } C_2H_6O_2$$

Simplificando la fórmula molecular se obtiene que la fórmula empírica o sencilla es $(CH_3O)_n$.

3.24. Algunos compuestos alifáticos organoclorados (como el cloruro de metilo, tricloroetano y tricloroetileno) se utilizan con profusión en el desengrasado de metales, lavado en seco, aerosoles, pinturas, adhesivos, etc. Se calcula que cerca del 70 % de estos productos se escapan hacia la troposfera, donde intervienen en numerosas reacciones radicalarias, algunas de consecuencias todavía desconocidas.
Un compuesto organoclorado tiene la siguiente composición centesimal: 24,2 % de carbono, 4,1 % de hidrógeno y 71,7 % de cloro. Además, 1,00 L de dicho compuesto en estado gaseoso, medido a 745 mmHg y 110 °C, tiene una masa de 3,10 g.
a) Deduzca las fórmulas empírica y molecular de dicho compuesto.
b) Establecida la fórmula molecular, indique el tipo de isomería que presenta dicho compuesto. Escriba y nombre los isómeros posibles.
c) Sabiendo que este compuesto presenta un momento dipolar neto, determine su fórmula desarrollada.
d) ¿Qué compuesto presentará un punto de ebullición más alto, el cloruro de metilo o tricloroetano? Razone la respuesta.
e) Establezca las estructuras de Lewis del tricloroetano. ¿Qué tipo de radicales generaría el tricloroetano al irradiarlo con una energía ($h\nu$) adecuada?
f) En condiciones normales, 10 mL de un hidrocarburo gaseoso insaturado (C_nH_{2n}) requieren 60 mL de O_2 para su combustión completa. El hidrocarburo forma con Cl_2 un compuesto de adición organoclorado que contiene un 55,92 % de cloro. ¿Cuál es la fórmula molecular del hidrocarburo y la del compuesto de adición organoclorado? ¿Cuántos compuestos distintos se pueden establecer para la misma fórmula molecular de este hidrocarburo insaturado?

(Sevilla 2004) (Sevilla 2005)

a) Considerando comportamiento ideal, la masa molar de la sustancia problema (X) es:

$$M = \frac{(3{,}10\text{ g X}) \cdot (0{,}08206\text{ atm L mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}) \cdot (110+273{,}15)\text{ K}}{745\text{ mmHg} \cdot 1{,}00\text{ L}} \cdot \frac{760\text{ mmHg}}{1\text{ atm}} = 99{,}3\text{ g mol}^{-1}$$

Relacionando los contenidos de cada elemento con la masa molar:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{24{,}2\text{ g C}}{100\text{ g X}} \cdot \dfrac{1\text{ mol C}}{12{,}0\text{ g C}} \cdot \dfrac{99{,}3\text{ g X}}{1\text{ mol X}} = 2\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\ \dfrac{71{,}7\text{ g Cl}}{100\text{ g X}} \cdot \dfrac{1\text{ mol Cl}}{35{,}5\text{ g Cl}} \cdot \dfrac{99{,}3\text{ g X}}{1\text{ mol X}} = 2\dfrac{\text{mol Cl}}{\text{mol X}} \\ \dfrac{4{,}1\text{ g H}}{100\text{ g X}} \cdot \dfrac{1\text{ mol H}}{1{,}0\text{ g H}} \cdot \dfrac{99{,}3\text{ g X}}{1\text{ mol X}} = 4\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \end{array}\right\} \rightarrow \text{fórmulas} \begin{cases} \text{molecular: } C_2Cl_2H_4 \\ \text{empírica: } (CClH_2)_n \end{cases}$$

b) Se trata de un hidrocarburo de 2 carbonos que no presenta instauraciones, luego la única isomería posible es de posición de los átomos de cloro. Los dos isómeros posibles son:

$ClCH_2CH_2Cl \rightarrow$ 1,2-dicloroetano $\qquad$ $Cl_2CHCH_3 \rightarrow$ 1,1-dicloroetano

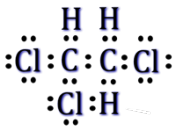
c) Las fórmulas desarrolladas del 1,1-dicloroetano y 1,2-dicloroetano son:

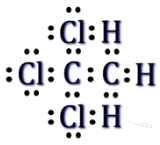


d) De las sustancias propuestas, presenta un punto de ebullición más elevado la que sea más voluminosa (tenga mayor masa molar), ya que es más polarizable y en ella existen más fuerzas intermoleculares tipo dispersión de London.

Sustancia	Fórmula	M (g mol^{-1})
tricloroetano	Cl_3CCH_3	133,5
cloruro de metilo	CH_3Cl	50,5

e) Las estructuras de Lewis de los dos isómeros del tricloroetano son:





▪ En el caso del 1,1,2-tricloroetano se pueden dar 5 posibles roturas con estos radicales:

H•	•$CHClCHCl_2$
Cl•	•CH_2CHCl_2
CH_2Cl •	•$CHCl_2$
CH_2ClCCl_2 •	•H
$CH_2ClCHCl$•	•Cl

▪ En el caso del 1,1,1-tricloroetano se pueden dar 3 posibles roturas con estos radicales:

H•	•CH_2CCl_3
CH_2•	•CCl_3
CH_3CCl_2•	•Cl

f) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de combustión de un hidrocarburo insaturado es:

$$C_nH_{2n} + \frac{3n}{2}\,O_2 \rightarrow n\,CO_2 + n\,H_2O$$

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación volumétrica coincide con la relación molar y permite obtener la fórmula del compuesto:

$$\frac{60\text{ mL }O_2}{10\text{ mL }C_nH_{2n}}\cdot\frac{1\text{ mmol }O_2}{V\text{ mL }O_2}\cdot\frac{V\text{ mL }C_nH_{2n}}{1\text{ mmol }C_nH_{2n}}=\frac{3n}{2}\qquad\rightarrow\qquad n=4$$

La fórmula del hidrocarburo insaturado es, C_4H_8.

La reacción de adición entre el C_4H_8 y el Cl_2 permite la obtención de dos compuestos organoclorados, $C_4H_8Cl_2$ y C_4H_9Cl. De ambos, el que contiene un 55,92 % en masa de cloro es el $C_4H_8Cl_2$:

$$\frac{2\text{ mol Cl}}{1\text{ mol }C_4H_8Cl_2}\cdot\frac{35{,}5\text{ g Cl}}{1\text{ mol Cl}}\cdot\frac{1\text{ mol }C_4H_8Cl_2}{127\text{ g }C_4H_8Cl_2}\cdot 100 = 55{,}92\text{ \% Cl}$$

El hidrocarburo insaturado C_4H_8 presenta 4 compuestos diferentes (isómeros) que se ajustan a dicha fórmula molecular: 1-buteno, 2-cis-buteno, 2-trans-buteno y 2-metilpropeno.

(En el problema propuesto en Sevilla 2005 se reemplaza el apartado e por el f).

3.25. La combustión de 5,60 g de un cicloalcano permite obtener 17,6 g de dióxido de carbono. Se sabe que la densidad del compuesto es 2,86 g L^{-1} a 1 atm y 25 °C. Determine la fórmula molecular de dicho compuesto.

(Canarias 2005)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del cicloalcano. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M=\frac{(2{,}86\text{ g L}^{-1})\cdot(0{,}08206\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1})\cdot(25+273{,}15)\text{ K}}{1\text{ atm}}=69{,}9\text{ g mol}^{-1}$$

▪ El carbono contenido en el cicloalcano se determina en forma de CO_2:

$$\frac{17{,}6\text{ g }CO_2}{5{,}60\text{ g cicloalcano}}\cdot\frac{1\text{ mol }CO_2}{44{,}0\text{ g }CO_2}\cdot\frac{1\text{ mol C}}{1\text{ mol }CO_2}\cdot\frac{69{,}9\text{ g cicloalcano}}{1\text{ mol cicloalcano}}=\frac{5\text{ mol C}}{\text{mol cicloalcano}}$$

▪ Como los cicloalcanos son hidrocarburos cíclicos saturados, el resto del contenido del mismo es hidrógeno y se determina por diferencia:

$$\frac{\left(69{,}9\ \text{g cicloalcano} - 5\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right)\text{g H}}{1\ \text{mol cicloalcano}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}} = \frac{10\ \text{mol H}}{\text{mol cicloalcano}}$$

La fórmula molecular o verdadera del cicloalcano es C_5H_{10}.

3.26. En un matraz de 0,500 L se coloca una lámina de hierro que pesa 0,279 g y se llena con oxígeno a la presión de 1,800 atm y 300 K. Tras la reacción para formar un óxido de hierro, la presión en el interior del matraz resulta ser 1,616 atm. Calcule:
a) Gramos de óxido de hierro que se han formado.
b) Fórmula de dicho óxido.

(Murcia 2005)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre hierro y oxígeno es:

$$2x\ \text{Fe(s)} + y\ \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\ \text{Fe}_x\text{O}_y\text{(s)}$$

Al ser el oxígeno el único gas presente en el matraz, la diferencia entre las presiones inicial y final proporciona la cantidad de este consumido. Considerando comportamiento ideal:

$$n = \frac{(1{,}800 - 1{,}616)\ \text{atm} \cdot 0{,}500\ \text{L}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 300\ \text{K}} = 3{,}74{\cdot}10^{-3}\ \text{mol O}_2$$

a) La masa de óxido formado se obtiene a partir de las cantidades que reaccionan:

$$0{,}279\ \text{g Fe} + \left(3{,}74{\cdot}10^{-3}\ \text{mol O}_2 \cdot \frac{32{,}0\ \text{g O}_2}{1\ \text{mol O}_2}\right) = 0{,}399\ \text{g óxido}$$

b) Relacionando las cantidades de ambos elementos se obtiene la fórmula empírica del óxido:

$$\left.\begin{array}{r} 0{,}279\ \text{g Fe} \cdot \dfrac{1\ \text{mol Fe}}{55{,}8\ \text{g Fe}} = 5{,}00{\cdot}10^{-3}\ \text{mol Fe} \\ 3{,}74{\cdot}10^{-3}\ \text{mol O}_2 \cdot \dfrac{2\ \text{mol O}}{1\ \text{mol O}_2} = 7{,}48{\cdot}10^{-3}\ \text{mol O} \end{array}\right\} \rightarrow \frac{7{,}48{\cdot}10^{-3}\ \text{mol O}}{5{,}00{\cdot}10^{-3}\ \text{mol Fe}} = \frac{3\ \text{mol O}}{2\ \text{mol Fe}} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$$

3.27. La espinaca tiene un alto contenido en hierro (2 mg/porción de 90 g de espinaca) y también es fuente de ion oxalato, $C_2O_4^{2-}$, que se combina con los iones hierro para formar el oxalato de hierro, sustancia que impide que el organismo absorba el hierro. El análisis de una muestra de 0,109 g de oxalato de hierro indica que contiene 38,82 % de hierro. ¿Cuál es la fórmula empírica de este compuesto?

(Baleares 2005)

El número de moles de cada una de las especies es:

$$0{,}109\ \text{g muestra} \cdot \frac{38{,}82\ \text{g Fe}}{100\ \text{g muestra}} \cdot \frac{1\ \text{mol Fe}}{55{,}8\ \text{g Fe}} = 7{,}58{\cdot}10^{-3}\ \text{mol Fe}$$

El resto hasta 100 % corresponde al contenido de oxalato:

$$0{,}109\ \text{g muestra} \cdot \frac{61{,}18\ \text{g } C_2O_4^{2-}}{100\ \text{g muestra}} \cdot \frac{1\ \text{mol } C_2O_4^{2-}}{88{,}0\ \text{g } C_2O_4^{2-}} = 7{,}58{\cdot}10^{-3}\ \text{mol } C_2O_4^{2-}$$

Relacionando entre sí ambas cantidades se obtiene la fórmula empírica del oxalato de hierro:

$$\frac{7{,}58{\cdot}10^{-3}\ \text{mol Fe}}{7{,}58{\cdot}10^{-3}\ \text{mol } C_2O_4^{2-}} = 1\frac{\text{mol Fe}}{\text{mol } C_2O_4^{2-}} \rightarrow \text{fórmula empírica: } FeC_2O_4$$

3.28. Una muestra de 1,00 g de un compuesto orgánico gaseoso ocupa un volumen de 1,00 L a 200 °C y 0,440 atm. La combustión de 10,0 g de dicho compuesto da lugar a 0,455 mol de CO_2 y 0,455 mol de H_2O. Si dicho compuesto está constituido por carbono, hidrógeno y oxígeno, se pide:
a) Obtenga sus fórmulas empírica y molecular.
b) Escriba las fórmulas de todos los isómeros posibles que se corresponden con la fórmula molecular obtenida.

(Canarias 2006)

a) Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X y, simplificando esta, obtener la fórmula empírica. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M = \frac{1{,}00\ \text{g} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (200 + 273{,}15)\ \text{K}}{0{,}440\ \text{atm} \cdot 1{,}00\ \text{L}} = 88{,}2\ \text{g mol}^{-1}$$

▪ El carbono contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2:

$$\frac{0{,}455\ \text{mol CO}_2}{10{,}0\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CO}_2} \cdot \frac{88{,}2\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 4\,\frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

▪ El hidrógeno contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{0{,}455\ \text{mol H}_2\text{O}}{10{,}0\ \text{g X}} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{88{,}2\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 8\,\frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

▪ El oxígeno contenido en el compuesto X se determina por diferencia:

$$\frac{88{,}2\ \text{g X} - \left(4\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right) - \left(8\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)}{1\ \text{mol X}}\ \text{g O} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 2\,\frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular obtenida es $C_4H_8O_2$ y, simplificándola, la fórmula empírica o sencilla $(C_2H_4O)_n$.

b) A la vista de la fórmula molecular y comparándola con la del hidrocarburo saturado de cuatro carbonos, C_4H_{10}, se deduce que el compuesto debe presentar una insaturación, por tanto, si contiene dos átomos de oxígeno los compuestos más corrientes posibles, deben ser ácidos carboxílicos y ésteres:

$CH_3CH_2CH_2COOH$	ácido butanoico
$CH_3CH(CH_3)COOH$	ácido metilpropanoico
$CH_3CH_2COOCH_3$	propanoato de metilo
$CH_3COOCH_2CH_3$	acetato de etilo
$HCOOCH_2CH_2CH_3$	metanoato de propilo
$HCOOC(CH_3)_2$	metanoato de isopropilo

(El apartado b) de este problema coincide con el propuesto en Cádiz 2003 y Baleares 2014).

3.29. En una reciente actuación, el equipo de policía forense de la serie televisiva CSI-Miami, fue requerido para investigar y aclarar la muerte de una víctima presuntamente ahogada en alta mar durante un crucero vacacional. Entre las pruebas periciales realizadas al cadáver se le practicó un completo análisis de sangre que mostró la presencia de un compuesto A que normalmente suele estar ausente.

a) Mediante un análisis cualitativo, el CSI Dr. Wolfe detectó que el compuesto A contenía carbono e hidrógeno y dio pruebas negativas de halógenos, nitrógeno y azufre. Por razones de rapidez en la solución del caso no se llegó a realizar ensayo alguno para el oxígeno por lo que este elemento no debe ser descartado.

Por otra parte, en la determinación cuantitativa a partir de la combustión de 33,0 mg del compuesto se obtuvieron 63,0 mg de dióxido de carbono y 39,1 mg de agua. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

b) La determinación de la masa molecular del compuesto A por espectrometría de masas, indicó que la fórmula molecular es la misma que la empírica. Escriba todas las estructuras posibles del compuesto A y nómbrelas, indicando el tipo de función orgánica que representan.

c) Escriba las estructuras de Lewis de las posibles estructuras del compuesto A y explique, mediante la teoría de orbitales híbridos, los enlaces que se establecen en las mismas.

d) En el transcurso de la investigación, el agente Horatio (responsable del equipo) fue informado de que la víctima no bebía alcohol y además era alérgica a los éteres. ¿Podría esto facilitar información acerca de cuál es la naturaleza química del compuesto A y en consecuencia proporcionar pistas acerca de la posible causa de la muerte de la víctima?

(Sevilla 2006) (Baleares 2019)

a) Para determinar la fórmula empírica se calcula el número de mmoles de átomos de cada uno de los elementos que forman el compuesto. Teniendo en cuenta que en la combustión del compuesto todo el carbono se transforma en CO_2 y el hidrógeno en H_2O, los mmoles de átomos en la muestra son:

$$63{,}0\ \text{mg}\ CO_2 \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{mg}\ CO_2} \cdot \frac{1\ \text{mmol C}}{1\ \text{mmol}\ CO_2} = 1{,}43\ \text{mmol C}$$

$$39{,}1\ \text{mg}\ H_2O \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{mg}\ H_2O} \cdot \frac{2\ \text{mmol H}}{1\ \text{mmol}\ H_2O} = 4{,}34\ \text{mmol H}$$

El posible oxígeno contenido en el compuesto se calcula por diferencia:

$$33{,}0\ \text{mg compuesto} - \left(1{,}43\ \text{mmol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{mg C}}{1\ \text{mmol C}} + 4{,}34\ \text{mmol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{mg H}}{1\ \text{mmol H}}\right) = 11{,}5\ \text{mg O}$$

$$11{,}5\ \text{mg O} \cdot \frac{1\ \text{mmol O}}{16{,}0\ \text{mg O}} = 0{,}719\ \text{mmol O}$$

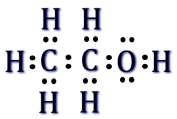
Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con los del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

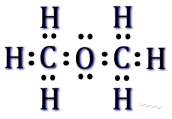
$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{1{,}43\ \text{mol C}}{0{,}719\ \text{mol O}} = \dfrac{2\ \text{mol C}}{1\ \text{mol O}} \\ \dfrac{4{,}34\ \text{mol H}}{0{,}719\ \text{mol O}} = \dfrac{6\ \text{mol H}}{1\ \text{mol O}} \end{array}\right\} \rightarrow \quad \text{fórmula empírica: } (C_2H_6O)_n$$

b-c) Al ser las fórmulas molecular y empírica idénticas quiere decir que $n = 1$.

Para la fórmula molecular C_2H_6O existen solo dos isómeros cuyas fórmulas, nombres, grupos funcionales y estructuras de Lewis son:

CH_3CH_2OH	CH_3OCH_3
etanol o alcohol etílico	metoximetano o dimetiléter
Presenta el grupo funcional –O–H (hidroxi)	Presenta el grupo funcional –O– (oxi)





Como todos los enlaces que forman los átomos de C y O son sencillos quiere decir que ambos átomos presentan hibridación sp^3.

d) Si la víctima no bebía alcohol y era alérgica a los éteres se puede suponer que murió intoxicada a causa del compuesto A que era metoxietano o dimetiléter.

(Los apartados a) y b) de este problema aparecen en el problema propuesto en O.N.Q. Tarazona 2003).

3.30. Cierto compuesto orgánico solo contiene carbono, hidrógeno y oxígeno, y cuando se produce la combustión de 10,0 g del mismo, se obtienen 8,18 g de agua y 11,4 L de dióxido de carbono medidos a la presión de 740 mmHg y 25 °C. Además, se sabe que 9,20 g de dicho compuesto ocupan un volumen de 14.911 mL medidos a la presión de 250 mmHg y 300 °C.
a) Determine las fórmulas empírica y molecular de este compuesto.
b) Formule y nombre dos compuestos orgánicos compatibles con la fórmula molecular obtenida.

(Preselección Valencia 2006)

a) Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X y simplificando esta obtener la fórmula empírica. Suponiendo que en estado gaseoso existe comportamiento ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M = \frac{9{,}20\ \text{g} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (300 + 273{,}15)\ \text{K}}{(250\ \text{mmHg}) \cdot (14.911\ \text{mL})} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL}}{1\ \text{L}} = 88{,}2\ \text{g mol}^{-1}$$

▪ El carbono contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2. Considerando comportamiento ideal, el número de moles de CO_2 y de C en la muestra analizada es:

$$n = \frac{740\ \text{mmHg} \cdot 11{,}4\ \text{L}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 0{,}454\ \text{mol CO}_2$$

$$\frac{0{,}454\ \text{mol CO}_2}{10{,}0\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CO}_2} \cdot \frac{88{,}2\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 4\,\frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

▪ El hidrógeno contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{8{,}18\ \text{g H}_2\text{O}}{10{,}0\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{88{,}2\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 8\,\frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

▪ El oxígeno contenido en el compuesto X se determina por diferencia:

$$\frac{88{,}2\ \text{g X} - \left(4\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right) - \left(8\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)}{1\ \text{mol X}}\ \text{g O} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 2\,\frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular obtenida es $C_4H_8O_2$ y, simplificándola, la fórmula empírica, $(C_2H_4O)_n$.

b) Los compuestos con esa fórmula molecular presentan una insaturación (doble enlace), ya que el hidrocarburo saturado de cuatro carbonos tendría por fórmula molecular C_4H_{10}. Podría tratarse, entre otros, de un ácido carboxílico o bien de un éster, por lo que dos compuestos compatibles con esa fórmula podrían ser:

$CH_3–CH_2–CH_2–COOH$
ácido butanoico

$CH_3–COO–CH_2–CH_3$
acetato de etilo

3.31. De un compuesto químico gaseoso A, formado exclusivamente por carbono e hidrógeno, se sabe que 0,9226 g de C están combinados con 0,0774 g de H y que su masa molar es 26,04 g mol^{-1}. Otro compuesto químico B, también formado exclusivamente por carbono e hidrógeno, es una sustancia líquida cuya masa molar es 78,11 g mol^{-1}, y que contiene 2,3065 g de C combinados con 0,1935 g de H. Calcule las fórmulas empíricas y moleculares de los compuestos químicos A y B.

(Castilla y León 2007)

▪ Compuesto A. La relación entre las cantidades de ambos elementos permite obtener la fórmula empírica:

$$\frac{0{,}0774\ \text{g H}}{0{,}9226\ \text{g C}} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}} = 1\ \frac{\text{mol H}}{\text{mol C}} \quad \rightarrow \quad \text{fórmula empírica: } (CH)_n$$

Con la masa molar se puede obtener la fórmula molecular:

$$26{,}04\ \text{g A} = n\left(1\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}} + 1\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right) \rightarrow n = 2 \rightarrow \text{fórmula molecular: } C_2H_2$$

▪ Compuesto B. La relación entre las cantidades de ambos elementos permite obtener la fórmula empírica:

$$\frac{0{,}1935\ \text{g H}}{2{,}3065\ \text{g C}} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}} = 1\ \frac{\text{mol H}}{\text{mol C}} \quad \rightarrow \quad \text{fórmula empírica: } (CH)_n$$

Con la masa molar se puede obtener la fórmula molecular:

$$78{,}11\ \text{g B} = n\left(1\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}} + 1\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right) \rightarrow n = 6 \rightarrow \text{fórmula molecular: } C_6H_6$$

3.32. La combustión completa de 3,00 g de un alcohol produce 7,135 g de CO_2 y 3,65 g de H_2O. Se sabe que dicho alcohol posee un átomo de carbono asimétrico (carbono quiral) y que, en estado gaseoso, una muestra de 3,00 g del mismo ocupa 1,075 L a 25 °C y 700 mmHg. Determine su fórmula molecular y su fórmula estructural.

(Canarias 2007) (Canarias 2020)

Suponiendo que en estado gaseoso el alcohol (ROH) se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M = \frac{3{,}00\ \text{g} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{(700\ \text{mmHg}) \cdot (1{,}075\ \text{L})} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 74{,}0\ \text{g mol}^{-1}$$

▪ El carbono contenido en el alcohol se determina en forma de CO_2:

$$\frac{7{,}135\ \text{g CO}_2}{3{,}00\ \text{g ROH}} \cdot \frac{1\ \text{mol CO}_2}{44{,}0\ \text{g CO}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CO}_2} \cdot \frac{74{,}0\ \text{g ROH}}{1\ \text{mol ROH}} = 4\ \frac{\text{mol C}}{\text{mol ROH}}$$

▪ El hidrógeno contenido en el alcohol se determina en forma de H_2O:

$$\frac{3{,}65\ \text{g H}_2\text{O}}{3{,}00\ \text{g ROH}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{74{,}0\ \text{g ROH}}{1\ \text{mol ROH}} = 10\ \frac{\text{mol H}}{\text{mol ROH}}$$

▪ El oxígeno contenido en el alcohol se determina por diferencia:

$$\frac{74{,}0\ \text{g X} - \left(4\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right) - \left(10\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)}{1\ \text{mol ROH}}\ \text{g O} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 1\ \frac{\text{mol O}}{\text{mol ROH}}$$

La fórmula molecular o verdadera es $C_4H_{10}O$.

A la vista de la fórmula molecular, se trata de un alcohol saturado de 4 carbonos, uno de los cuales es un carbono asimétrico, es decir, que tiene cuatro sustituyentes diferentes. Esa fórmula se corresponde con el 2-butanol, cuya fórmula estructural es $CH_3–CHOH–CH_2–CH_3$.

3.33. Al quemar completamente 2,16 g de una cetona saturada se obtienen 2,7 L de CO_2 medidos en condiciones normales.
a) Calcule la masa molecular de la cetona.
b) Indique cuál es su fórmula desarrollada y nómbrela.
c) Justifique si tiene isómeros y en caso afirmativo, formúlelos y nómbrelos.

(Galicia 2007)

a) La fórmula empírica de una cetona saturada es $C_nH_{2n}O$. Al quemar un compuesto carbonílico se producen siempre CO_2 y H_2O, de acuerdo con la ecuación (parcialmente ajustada):

$$C_nH_{2n}O(l) + O_2(g) \rightarrow n\ CO_2(g) + n\ H_2O(l)$$

se observa que 1 mol de $C_nH_{2n}O$ produce n mol de CO_2.

Teniendo en cuenta que 1 mol de gas en condiciones normales ocupa 22,4 L, entonces el volumen de CO_2 producido será de 22,4 n L, por tanto, la masa molar de la cetona es:

$$C_nH_{2n}O \rightarrow 12{,}0\ n + 2{,}0\ n + 16{,}0 = (14{,}0\ n + 16{,}0)\ g\ mol^{-1}$$

Relacionando CO_2 con cetona:

$$2{,}7\ L\ CO_2 \cdot \frac{1\ mol\ CO_2}{22{,}4\ L\ CO_2} \cdot \frac{1\ mol\ C_nH_{2n}O}{n\ mol\ CO_2} \cdot \frac{(14{,}0\ n + 16{,}0)\ g\ C_nH_{2n}O}{1\ mol\ C_nH_{2n}O} = 2{,}16\ g\ C_nH_{2n}O \quad \rightarrow \quad n = 4$$

La masa molar de la cetona es, $M = (14{,}0 \cdot 4) + 16{,}0 =$ 72,0 g mol^{-1}.

b) Se trata de una cetona a la que corresponde una fórmula molecular C_4H_8O, cuya fórmula semidesarrollada es $CH_3–CO–CH_2–CH_3$, y su nombre es butanona.

c) Considerando solo los isómeros de cadena abierta, además de la butanona existen otros 14:

- aldehídos (2)

$CH_3–CH_2–CH_2–CHO$	butanal
$CH_3–CH(CH_3)–CHO$	2-metilpropanal

- alcoholes insaturados no ramificados (6)

$CHOH=CH–CH_2–CH_3$	1-buten-1-ol
$CH_2OH–CH=CH–CH_3$	2-buten-1-ol
$CH_2OH–CH_2–CH=CH_2$	3-buten-1-ol
$CH_2=COH–CH_2–CH_3$	1-buten-2-ol
$CH_3–COH=CH–CH_3$	2-buten-2-ol
$CH_3–CHOH–CH=CH_2$	3-buten-2-ol

- alcoholes insaturados ramificados (2)

$CHOH=C(CH_3)–CH_3$	metil-1-propen-1-ol
$CH_2OH–C(CH_3)=CH_2$	metil-2-propen-1-ol

- éteres insaturados no ramificados (3)

$CH_3–CH_2–O–CH=CH_2$	etoxieteno
$CH_3–O–CH=CH–CH_3$	metoxi-1-propeno
$CH_3–O–CH_2–CH=CH_2$	metoxi-2-propeno

- éteres insaturados ramificados (1):

$CH_3–O–C(CH_3)=CH_2$	metoxi-metileteno

3.34. Las propiedades físicas y químicas de las sustancias dependen de la estructura de estas y de los enlaces que se pueden establecer entre los átomos y las moléculas. En química orgánica es frecuente encontrar compuestos distintos que tienen la misma fórmula molecular. Estos compuestos se denominan isómeros y se clasifican dependiendo de la relación que se establezca entre ellos.
En la combustión de 2,50 g de un compuesto orgánico A (responsable del aroma de los quesos suizos) formado por carbono, hidrógeno y oxígeno, se han obtenido 5,00 g de CO_2 y 2,00 g de H_2O, siendo la masa molar del compuesto 88,0 g mol^{-1}.
a) Deduzca las fórmulas empírica y molecular de dicho compuesto.
b) Establecida la fórmula molecular, escriba y nombre los compuestos isómeros (incluidos los cíclicos) que respondan a dicha fórmula y que ejemplifiquen los distintos tipos de isomería.
c) Con técnicas espectroscópicas, se estudia este compuesto y se establece que responde a un ácido carboxílico de cadena lineal (R–COOH) muy soluble en agua. ¿Qué fórmula de las posibles concuerda con este hecho? Describa los enlaces del grupo funcional de esta molécula en términos de hibridación tanto del átomo de carbono como del oxígeno y explique la formación de enlaces intermoleculares en este compuesto.
d) Cuando se trata el compuesto A con amoniaco se forma un producto B de fórmula $C_4H_{11}O_2N$ que calentado pierde una molécula de agua para dar un compuesto C que responde a una amida. Determine las estructuras de B y C y nombre estos compuestos.

(Sevilla 2007)

a) Para evitar errores de redondeo resulta más útil determinar primero la fórmula molecular del compuesto A y simplificando esta obtener la fórmula empírica.

- El carbono contenido en el compuesto A se determina en forma de CO_2.

$$\frac{5{,}00\text{ g }CO_2}{2{,}50\text{ g A}}\cdot\frac{1\text{ mol }CO_2}{44{,}0\text{ g }CO_2}\cdot\frac{1\text{ mol C}}{1\text{ mol }CO_2}\cdot\frac{88{,}0\text{ g A}}{1\text{ mol A}}=4\frac{\text{mol C}}{\text{mol A}}$$

- El hidrógeno contenido en el compuesto A se determina en forma de H_2O.

$$\frac{2{,}00\text{ g }H_2O}{2{,}50\text{ g A}}\cdot\frac{1\text{ mol }H_2O}{18{,}0\text{ g }H_2O}\cdot\frac{2\text{ mol H}}{1\text{ mol }H_2O}\cdot\frac{88{,}0\text{ g A}}{1\text{ mol A}}=8\frac{\text{mol H}}{\text{mol A}}$$

- El oxígeno contenido en el compuesto A se determina por diferencia.

$$\frac{88{,}0\text{ g A}-\left(4\text{ mol C}\cdot\frac{12{,}0\text{ g C}}{1\text{ mol C}}\right)-\left(8\text{ mol H}\cdot\frac{1\text{ g H}}{1\text{ mol H}}\right)}{1\text{ mol A}}\text{ g O}\cdot\frac{1\text{ mol O}}{16{,}0\text{ g O}}=2\frac{\text{mol O}}{\text{mol A}}$$

La fórmula molecular obtenida es $C_4H_8O_2$ y, simplificando, la fórmula empírica es $(C_2H_4O)_n$.

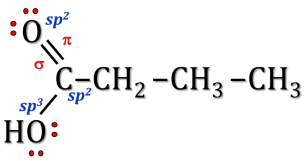
b) A la vista de la fórmula molecular y comparándola con la del hidrocarburo saturado de cuatro carbonos, C_4H_{10}, se deduce que el compuesto debe presentar una insaturación, por tanto, si contiene dos átomos de oxígeno los compuestos más corrientes posibles, deben ser ácidos carboxílicos y ésteres:

$CH_3–CH_2–CH_2–COOH$	ácido butanoico
$CH_3–CH(CH_3)–COOH$	ácido metilpropanoico
$CH_3–CH_2–COO–CH_3$	propanoato de metilo
$CH_3–COO–CH_2–CH_3$	acetato de etilo
$H–COO–CH_2–CH_2–CH_3$	metanoato de propilo
$H–COO–C(CH_3)_2$	metanoato de isopropilo

c) Si el compuesto A debe ser un ácido carboxílico muy soluble en agua, de los dos ácidos posibles, debe tratarse del ácido butanoico, ya que la solubilidad es menor en las sustancias ramificadas.

La elevada solubilidad en agua de este compuesto se explica por formación de enlaces de hidrógeno entre el grupo carboxilo y las moléculas de agua.

En la estructura de esta sustancia se observa que el grupo carboxilo está formado por un grupo carbonilo en el que los átomos de carbono y de oxígeno presentan hibridación sp^2 y que ambos se encuentran unidos por un doble enlace formado por un enlace σ y otro π.



El átomo de oxígeno del grupo hidroxilo tiene hibridación sp^3 ya que su enlace con el carbono es sencillo.

d) En la reacción entre el ácido butanoico y el amoniaco se forma el compuesto B que es una sal, butanoato de amonio, $CH_3–CH_2–CH_2–COONH_4$.

Por deshidratación del compuesto B se obtiene el compuesto C que es una amida, butanamida, cuya fórmula es, $CH_3–CH_2–CH_2–CONH_2$.

3.35. En un tiempo, los bifenilos policlorados (PCB) fueron ampliamente usados en la industria química, pero se encontró que representaban un riesgo para la salud y el medio ambiente. Los PCB contienen solamente carbono, hidrógeno y cloro. El Aroclor-1254 es un PCB con masa molar de 360,88 g mol^{-1}. La combustión de 1,5200 g de Aroclor-1260 produce 2,2240 g de CO_2(g), mientras que la combustión de 2,5300 g produce 0,2530 g de H_2O.
a) Calcule cuántos átomos de cloro contiene una molécula de Aroclor-1254.
b) Escriba la fórmula empírica del compuesto.
c) Calcule el porcentaje en peso de cloro que contiene el compuesto.
d) Dibuje la estructura molecular del compuesto.

(Preselección Valencia 2007)

a-b) Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del Aroclor y simplificando esta obtener la fórmula empírica.

- El carbono contenido en el Aroclor se determina en forma de CO_2.

$$\frac{2{,}2240\ \text{g}\ CO_2}{1{,}5200\ \text{g Aroclor}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}\cdot\frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2}\cdot\frac{360{,}88\ \text{g Aroclor}}{1\ \text{mol Aroclor}}=12\frac{\text{mol C}}{\text{mol Aroclor}}$$

- El hidrógeno contenido en el Aroclor se determina en forma de H_2O.

$$\frac{0{,}2530\ \text{g}\ H_2O}{2{,}5300\ \text{g Aroclor}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}\cdot\frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O}\cdot\frac{360{,}88\ \text{g Aroclor}}{1\ \text{mol Aroclor}}=4\frac{\text{mol H}}{\text{mol Aroclor}}$$

- El cloro contenido en el Aroclor se determina por diferencia.

$$\frac{360{,}88\ \text{g Aroclor}-\left(12\ \text{mol C}\cdot\frac{12\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right)-\left(4\ \text{mol H}\cdot\frac{1\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)}{1\ \text{mol Aroclor}}\ \text{g Cl}\cdot\frac{1\ \text{mol Cl}}{35{,}5\ \text{g Cl}}=6\frac{\text{mol Cl}}{\text{mol Aroclor}}$$

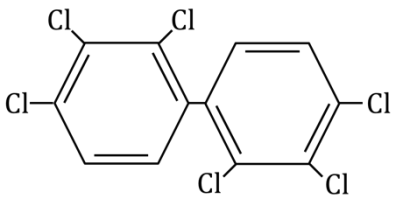
La fórmula molecular es $C_{12}H_4Cl_6$, por lo que cada molécula de Aroclor-1254 contiene 6 átomos de Cl.

Simplificando la fórmula molecular se obtiene que la fórmula empírica o sencilla es $(C_6H_2O_3)_n$.

c) El porcentaje de cloro en el Aroclor-1254 es:

$$\frac{6\ \text{mol Cl}}{1\ \text{mol Aroclor}}\cdot\frac{35{,}5\ \text{g Cl}}{1\ \text{mol Cl}}\cdot\frac{1\ \text{mol Aroclor}}{360{,}88\ \text{g Aroclor}}\cdot 100=59{,}0\ \%\ \text{Cl}$$

d) Teniendo en cuenta que se trata de un bifenilo policlorado, la estructura molecular del compuesto es:



a la que corresponde el nombre

2,2',3,3',4,4'-hexacloro-1,1'-bifenilo (PCB)

3.36. Un compuesto orgánico está constituido por carbono, hidrógeno y oxígeno. Si se queman totalmente 2,9 g de dicho compuesto se obtienen 6,6 g de CO_2 y 2,7 g de H_2O.
a) Determine la fórmula empírica y molecular del compuesto sabiendo que los 2,9 g ocupan un volumen de 1,2 L a 1 atm y 25 °C.
b) Indique y nombre cuatro posibles fórmulas estructurales que correspondan al compuesto desconocido.
c) Sabiendo que la oxidación del compuesto desconocido da un ácido carboxílico y por reducción da un determinado alcohol, determine cuál es dicho compuesto.

(Canarias 2008)

a) Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X y simplificando esta obtener la fórmula empírica. Suponiendo que en estado gaseoso existe comportamiento ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M = \frac{2{,}9\ \text{g} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm} \cdot 1{,}2\ \text{L}} = 59\ \text{g mol}^{-1}$$

- El carbono contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2.

$$\frac{6{,}6\ \text{g CO}_2}{2{,}9\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol CO}_2}{44{,}0\ \text{g CO}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CO}_2} \cdot \frac{59\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 3\,\frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

- El hidrógeno contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{2{,}7\ \text{g H}_2\text{O}}{2{,}9\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{59\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 6\,\frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

- El oxígeno contenido en el compuesto X se determina por diferencia:

$$\frac{59\ \text{g X} - \left(3\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right) - \left(6\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)}{1\ \text{mol X}}\ \text{g O} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 1\,\frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera es C_3H_6O y, como no se puede simplificar, la fórmula empírica es la misma.

b) De acuerdo con la fórmula general de los hidrocarburos saturados, C_nH_{2n+2}, la fórmula general de los alcoholes saturados será $C_nH_{2n+2}O$, ya que un átomo de H se sustituye por un grupo OH. Para $n = 3$, la fórmula debería ser C_3H_8O, como se observa una diferencia de dos átomos de H entre la fórmula molecular obtenida y la del alcohol saturado, quiere decir que existe un doble enlace en la estructura, luego compuestos posibles podrían ser, entre otros, un aldehído o una cetona, o un alcohol o un éter insaturados. Las fórmulas estructurales de cuatro compuestos compatibles con esa fórmula son:

$CH_3–CH_2–CHO$	propanal o propionaldehído
$CH_3–CO–CH_3$	propanona o acetona
$CH_3–CH=CHOH$	1-propen-1-ol
$CH_3–O–CH=CH_2$	metoxieteno o metileteniléter

c) Como por reducción del compuesto X se obtiene un alcohol, el compuesto X debe ser un aldehído o una cetona; pero si al oxidarlo se obtiene un ácido carboxílico debe tratarse de un aldehído, ya que la función oxigenada debe encontrase en un átomo de carbono primario.

- Compuesto X → Propanal
- Alcohol procedente de la reducción de X → 1-Propanol
- Ácido procedente de la oxidación de X → Propanoico

3.37. En un laboratorio se extrae un aceite de las hojas de menta, partir del cual se ha aislado un alcohol secundario saturado conocido como mentol que se emplea en medicina y en algunos cigarrillos porque posee un efecto refrescante sobre las mucosas. Una muestra de 100,5 mg se quema totalmente produciendo 282,9 mg de CO_2(g) y 115,9 mg de H_2O(g).
a) Determine la fórmula empírica del mentol. Mediante la medida del descenso crioscópico del mentol en alcanfor, se ha podido averiguar que la masa molar del mentol es 156 g mol^{-1}, ¿cuál es la fórmula molecular del mentol?
b) Ajuste la reacción de combustión del mentol y calcule la cantidad (en moles) de O_2(g) necesaria para quemar esos 100,5 mg de mentol.
c) Calcule el volumen de aire, a 25 °C y 1 atm, necesario para quemar los 100,5 mg de mentol teniendo en cuenta que el aire contiene un 21 % en volumen de dioxígeno.

(Murcia 2008) (Preselección Valencia 2016)

a) Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X y simplificando esta obtener la fórmula empírica.

▪ El carbono contenido en el mentol (X) se determina en forma de CO_2:

$$\frac{282{,}9\ \text{mg}\ CO_2}{100{,}5\ \text{mg X}}\cdot\frac{1\ \text{mmol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{mg}\ CO_2}\cdot\frac{1\ \text{mmol C}}{1\ \text{mmol}\ CO_2}\cdot\frac{156\ \text{mg X}}{1\ \text{mmol X}}=10\,\frac{\text{mmol C}}{\text{mmol X}}$$

▪ El hidrógeno contenido en el mentol se determina en forma de H_2O:

$$\frac{115{,}9\ \text{mg}\ H_2O}{100{,}5\ \text{mg X}}\cdot\frac{1\ \text{mmol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{mg}\ H_2O}\cdot\frac{2\ \text{mmol H}}{1\ \text{mmol}\ H_2O}\cdot\frac{156\ \text{mg X}}{1\ \text{mmol X}}=20\,\frac{\text{mmol H}}{\text{mmol X}}$$

▪ El oxígeno contenido en el mentol se determina por diferencia:

$$\frac{156\ \text{mg X}-\left(10\ \text{mmol C}\cdot\frac{12{,}0\ \text{mg C}}{1\ \text{mmol C}}\right)-\left(20\ \text{mmol H}\cdot\frac{1{,}0\ \text{mg H}}{1\ \text{mmol H}}\right)}{1\ \text{mmol X}}\text{mg O}\cdot\frac{1\ \text{mmol O}}{16{,}0\ \text{mg O}}=1\,\frac{\text{mmol O}}{\text{mmol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera del mentol es $C_{10}H_{20}O$.

b) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de combustión del mentol es:

$$2\ C_{10}H_{20}O(g)+29\ O_2(g)\rightarrow 20\ CO_2(g)+20\ H_2O(l)$$

Relacionando $C_{10}H_{20}O$ con O_2:

$$100{,}5\ \text{mg}\ C_{10}H_{20}O\cdot\frac{1\ \text{g}\ C_{10}H_{20}O}{10^3\ \text{mg}\ C_{10}H_{20}O}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ C_{10}H_{20}O}{156\ \text{g}\ C_{10}H_{20}O}\cdot\frac{29\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol}\ C_{10}H_{20}O}=9{,}34\cdot10^{-3}\ \text{mol}\ O_2$$

c) Considerando comportamiento ideal, el volumen de O_2 que se consume es:

$$V=\frac{(9{,}34\cdot10^{-3}\ \text{mol}\ O_2)\cdot(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(25+273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}}=0{,}228\ \text{L}\ O_2$$

Relacionando O_2 con aire:

$$0{,}228\ \text{L}\ O_2\cdot\frac{100\ \text{L aire}}{21\ \text{L}\ O_2}=1{,}1\ \text{L aire}$$

(En el problema propuesto en Murcia 2008 solo se pregunta el apartado a).

3.38. El laboratorio de control de calidad de cierta industria química efectúa análisis de materias primas que se utilizan en la fabricación de sus productos. Al analizar cierto compuesto orgánico que solo contiene carbono e hidrógeno, se determinó que en la combustión de una muestra de 0,6543 g se producen 2,130 g de dióxido de carbono y 0,6538 g de agua. Además, se sabe que 0,540 g de dicho compuesto ocupan un volumen de 299,9 mL medidos a la presión de 640 mmHg y 35 °C. Determine las fórmulas empírica y molecular de este compuesto.

(Preselección Valencia 2008)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X y simplificando esta obtener la fórmula empírica. Considerando que este se comporta de forma ideal se puede calcular la masa molar del mismo:

$$M = \frac{0{,}540\ \text{g} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (35 + 273{,}15)\ \text{K}}{(640\ \text{mmHg}) \cdot (299{,}9\ \text{mL})} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL}}{1\ \text{L}} = 54{,}0\ \text{g mol}^{-1}$$

- El carbono contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2.

$$\frac{2{,}130\ \text{g CO}_2}{0{,}6543\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol CO}_2}{44{,}0\ \text{g CO}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CO}_2} \cdot \frac{54{,}0\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 4\ \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

- El hidrógeno contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O.

$$\frac{0{,}6538\ \text{g H}_2\text{O}}{0{,}6543\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{54{,}0\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 6\ \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular obtenida es C_4H_6 y, simplificándola, la fórmula empírica es $(C_2H_3)_n$.

3.39. La combustión de 0,216 g de un compuesto formado por C, H y O produce 0,412 g de CO_2 y 0,253 g de H_2O.
a) Obtenga la fórmula empírica de este compuesto.
b) Escriba la fórmula estructural, y su correspondiente nombre químico, de dos posibles isómeros del compuesto.
c) Indique, en cada uno de los isómeros, la hibridación de los orbitales de los átomos de C y O.
d) Escriba la ecuación de combustión del compuesto.

(Galicia 2008)

a) El carbono contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2:

$$0{,}412\ \text{g CO}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol CO}_2}{44{,}0\ \text{g CO}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CO}_2} = 9{,}36{\cdot}10^{-3}\ \text{mol C}$$

- El hidrógeno contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

$$0{,}253\ \text{g H}_2\text{O} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}} = 2{,}81{\cdot}10^{-2}\ \text{mol H}$$

- El oxígeno contenido en el compuesto se determina por diferencia:

$$0{,}216\ \text{g X} - \left(9{,}36{\cdot}10^{-3}\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right) - \left(2{,}81{\cdot}10^{-2}\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right) = 0{,}0756\ \text{g O}$$

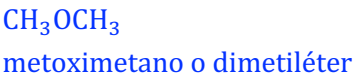
$$0{,}0756\ \text{g O} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 4{,}72{\cdot}10^{-3}\ \text{mol O}$$

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

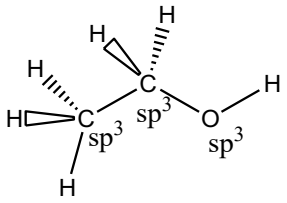
$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{9{,}36{\cdot}10^{-3}\ \text{mol C}}{4{,}72{\cdot}10^{-3}\ \text{mol O}} = 2\ \dfrac{\text{mol C}}{\text{mol O}} \\ \dfrac{2{,}81{\cdot}10^{-2}\ \text{mol H}}{4{,}72{\cdot}10^{-3}\ \text{mol O}} = 6\ \dfrac{\text{mol H}}{\text{mol O}} \end{array}\right\} \rightarrow \quad \text{fórmula empírica: } C_2H_6O$$

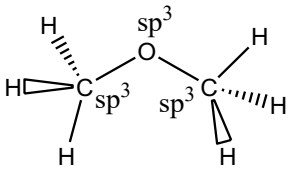
b) Las fórmulas estructurales de dos posibles isómeros son:



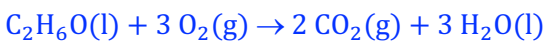


c) En los dos isómeros los átomos de C y O participan en enlaces sencillos, por tanto, el tipo de hibridación que permite explicar las propiedades de ambos compuestos tendrá que ser, hibridación sp^3, en todos los casos.





d) La ecuación química correspondiente a la reacción de combustión del compuesto es:



3.40. a) En la combustión completa de 2,50 g de un compuesto orgánico formado por C, H y O se han obtenido 1,613 L de CO_2 medidos en c.n. y 0,864 g de H_2O. Si la masa molar del compuesto es 104 g mol^{-1}, determine sus fórmulas empírica y molecular.
b) Escriba las fórmulas semidesarrolladas de todos los isómeros posibles que se correspondan con la fórmula molecular del compuesto.
c) Una disolución acuosa de este compuesto orgánico presenta carácter ácido, lo que indica que dicho compuesto es un ácido orgánico. Para investigar la fórmula desarrollada de este compuesto se prepara una disolución acuosa disolviendo 4,68 g del mismo hasta un volumen total de 500 mL. Una muestra de 50 mL de la misma, necesitan 45 mL de una disolución acuosa de KOH 0,20 M para su neutralización total. Determine la fórmula desarrollada del compuesto a partir del procedimiento siguiente:
i) ¿Cuál es la molaridad de la disolución preparada? ¿Cuántos moles de dicho compuesto contendrán 50 mL de esta disolución?
ii) ¿Cuántos moles de KOH se han consumido en la reacción de neutralización?
iii) Escriba y ajuste la reacción de neutralización entre el ácido y la base.
iv) A partir de los resultados anteriores determine el número de hidrógenos de carácter ácido de dicho compuesto y en consecuencia establezca la fórmula desarrollada del mismo.

(Sevilla 2008)

a) Para evitar errores de redondeo resulta más útil determinar primero la fórmula molecular del compuesto X y simplificando esta obtener la fórmula empírica.

▪ El carbono contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2. Considerando comportamiento ideal:

$$\frac{1{,}613\ \text{L}\ CO_2}{2{,}50\ \text{g X}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{22{,}4\ \text{L}\ CO_2}\cdot\frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2}\cdot\frac{104\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}}=3\frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

▪ El hidrógeno contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O.

$$\frac{0{,}864\ \text{g}\ H_2O}{2{,}50\ \text{g X}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}\cdot\frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O}\cdot\frac{104\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}}=4\frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

▪ El oxígeno contenido en el compuesto X se determina por diferencia.

$$\frac{104\ \text{g X}-\left(3\ \text{mol C}\cdot\frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right)-\left(4\ \text{mol H}\cdot\frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)}{1\ \text{mol X}}\ \text{g O}\cdot\frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}}=4\frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular obtenida es $C_3H_4O_4$ y, como no puede simplificarse, la fórmula empírica o sencilla es la misma.

b) A la vista de la fórmula molecular y comparándola con la del hidrocarburo saturado de cuatro carbonos, C_3H_8, se deduce que el compuesto debe presentar dos insaturaciones, por tanto, si contiene cuatro átomos de oxígeno los compuestos más corrientes posibles, deben ser ácidos dicarboxílicos, ésteres ácidos y ácidos carboxílicos cetohidroxilados:

$COOHCH_2COOH$	ácido propanodioico o malónico
$CH_2OHCOCOOH$	ácido 3-hidroxi-2-oxo-propanoico
$CHOCHOHCOOH$	ácido 2-hidroxi-3-oxo-propanoico
$COOHCOOCH_3$	hidrogenooxalato de metilo

c) La molaridad de la disolución ácida es:

$$\frac{4{,}68\ \text{g X}}{500\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol X}}{104\ \text{g X}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 0{,}090\ \text{M}$$

La cantidad de ácido contenida en 50 mL de la disolución ácida es:

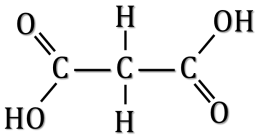
$$50\ \text{mL disolución} \cdot \frac{0{,}090\ \text{mmol X}}{1\ \text{mL disolución}} = 4{,}5\ \text{mmol X}$$

La cantidad de KOH contenida en los 45 mL de la disolución básica utilizada en la neutralización es:

$$45\ \text{mL KOH 0,20 M} \cdot \frac{0{,}20\ \text{mmol KOH}}{1\ \text{mL KOH 0,20 M}} = 9{,}0\ \text{mmol KOH}$$

Como la relación molar ácido/base es 1/2, quiere decir que la sustancia desconocida X es un ácido dicarboxílico, H_2X, que posee 2 hidrógenos ácidos y la ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización es:

$$H_2X(aq) + 2\ KOH(aq) \rightarrow K_2X(aq) + 2\ H_2O(l)$$



A la vista de los resultados obtenidos en el análisis, de los posibles isómeros encontrados, el compuesto desconocido X es ácido propanodioico o malónico, cuya fórmula desarrollada es la que muestra la imagen.

3.41. Cierto compuesto orgánico presenta la siguiente composición centesimal (en masa): 62,1 % de C; 10,3 % de H y 27,6 % de O. Además, a 100 °C y 1 atm el compuesto se encuentra en fase gaseosa y tiene una densidad de 1,9 g L^{-1}. Determine su fórmula molecular.

(Preselección Valencia 2009)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X a partir de su masa molar. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene su masa molar:

$$M = \frac{(1{,}9\ \text{g L}^{-1}) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (100 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 58\ \text{g mol}^{-1}$$

Para obtener la fórmula molecular de la sustancia X se relacionan las cantidades de cada elemento con la masa molar del compuesto:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{62{,}1\ \text{g C}}{100\ \text{g X}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}} \cdot \dfrac{58\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 3\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\ \dfrac{10{,}3\ \text{g H}}{100\ \text{g X}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}} \cdot \dfrac{58\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 6\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \\ \dfrac{27{,}6\ \text{g O}}{100\ \text{g X}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} \cdot \dfrac{58\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 1\dfrac{\text{mol O}}{\text{mol X}} \end{array}\right\} \rightarrow \quad \text{fórmula molecular: } C_3H_6O$$

3.42. La reacción entre 50 g de aluminio en polvo y en exceso de bromo líquido produce 494 g de un compuesto. Deduzca:
a) El tipo de reacción y la masa de bromo en este compuesto.
b) La fórmula molecular del compuesto si su masa molar es de 534 g mol^{-1}.

(Baleares 2010)

a) La reacción entre Al(s) y Br_2(l) debe ser de oxidación-reducción. En la misma:

- Al se debe oxidar a Al^{3+}
- Br se debe reducir a Br^-.

De acuerdo con la ley de conservación de la masa de Lavoisier, la masa de Br contenida en el compuesto es:

494 g compuesto – 50 g Al = 444 g Br

b) Para obtener la fórmula molecular del compuesto X:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{50\text{ g Al}}{494\text{ g X}}\cdot\dfrac{1\text{ mol Al}}{27{,}0\text{ g Al}}\cdot\dfrac{534\text{ g X}}{1\text{ mol X}}=2\dfrac{\text{mol Al}}{\text{mol X}} \\ \dfrac{444\text{ g Br}}{494\text{ g X}}\cdot\dfrac{1\text{ mol Br}}{79{,}9\text{ g Br}}\cdot\dfrac{534\text{ g X}}{1\text{ mol X}}=6\dfrac{\text{mol Br}}{\text{mol X}} \end{array}\right\} \rightarrow \text{fórmula molecular: } Al_2Br_6$$

3.43. La sal de Epsom es un sulfato de magnesio con una determinada cantidad de agua de cristalización, $MgSO_4{\cdot}xH_2O$. Cuando se deshidratan completamente 30,0 g de sal de Epsom, a temperatura adecuada, la pérdida de masa observada es de 15,347 g. Determine el valor de x.

(Valencia 2010)

La relación molar entre H_2O y $MgSO_4$ es:

$$\frac{15{,}347\text{ g }H_2O}{(30{,}0-15{,}347)\text{ g }MgSO_4}\cdot\frac{1\text{ mol }H_2O}{18{,}0\text{ g }H_2O}\cdot\frac{120{,}3\text{ }MgSO_4}{1\text{ mol }MgSO_4}=7\frac{\text{mol }H_2O}{\text{mol }MgSO_4}\quad\rightarrow\quad x=7$$

3.44. A veces, el método gravimétrico permite descubrir nuevos compuestos. Por ejemplo, la gravimetría del ácido bórico permite revelar la existencia de un compuesto X. Al calentar el ácido bórico, se descompone en dos etapas acompañadas de disminución de masa del sólido. En la primera se produce el compuesto X y, por encima de 110 °C, el compuesto X se descompone a su vez:

$H_3BO_3(s) \rightarrow X(s) + H_2O(g)$
$X(s) \rightarrow B_2O_3(s) + H_2O(g)$ **(las ecuaciones no están ajustadas)**

Resultados de los experimentos:

T / °C	40	110	250
m / g	6,2	4,4	3,5

Determine la fórmula empírica del compuesto X.

(Valencia 2010)

Las masas de cada elemento contenidas en la muestra inicial de 6,2 g de H_3BO_3 son:

$$6{,}2\text{ g }H_3BO_3\cdot\frac{1\text{ mol }H_3BO_3}{61{,}8\text{ g }H_3BO_3}\cdot\frac{1\text{ mol B}}{1\text{ mol }H_3BO_3}\cdot\frac{10{,}8\text{ g B}}{1\text{ mol B}}=1{,}1\text{ g B}$$

$$6{,}2\text{ g }H_3BO_3\cdot\frac{1\text{ mol }H_3BO_3}{61{,}8\text{ g }H_3BO_3}\cdot\frac{3\text{ mol H}}{1\text{ mol }H_3BO_3}\cdot\frac{1{,}0\text{ g H}}{1\text{ mol H}}=0{,}30\text{ g H}$$

$$6{,}2\text{ g }H_3BO_3\cdot\frac{1\text{ mol }H_3BO_3}{61{,}8\text{ g }H_3BO_3}\cdot\frac{3\text{ mol O}}{1\text{ mol }H_3BO_3}\cdot\frac{16{,}0\text{ g O}}{1\text{ mol O}}=4{,}8\text{ g O}$$

La masa de H_2O que se pierde en la primera reacción es:

6,2 g H_3BO_3 – 4,4 g X = 1,8 g H_2O

Las masas de hidrógeno y oxígeno contenidas en los 1,8 g de H_2O eliminada son:

$$1{,}8\ \text{g}\ H_2O \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}} = 0{,}20\ \text{g H}$$

$$1{,}8\ \text{g}\ H_2O - 0{,}20\ \text{g H} = 1{,}6\ \text{g O}$$

De acuerdo con la ley de conservación de la masa, la sustancia X está constituida por las siguientes cantidades:

$$0{,}30\ \text{g H (inicial)} - 0{,}20\ \text{g H (eliminado)} = 0{,}10\ \text{g H (en X)}$$

$$4{,}8\ \text{g O (inicial)} - 1{,}6\ \text{g O (eliminado)} = 3{,}2\ \text{g H (en X)}$$

$$1{,}1\ \text{g B (inicial)} - 0{,}0\ \text{g B (eliminado)} = 1{,}1\ \text{g B (en X)}$$

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla de X:

$$\left.\begin{array}{l} 1{,}1\ \text{g B} \cdot \dfrac{1\ \text{mol B}}{10{,}8\ \text{g B}} = 0{,}10\ \text{mol B} \\ 0{,}10\ \text{g H} \cdot \dfrac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}} = 0{,}10\ \text{mol H} \\ 3{,}2\ \text{g O} \cdot \dfrac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 0{,}20\ \text{mol O} \end{array}\right\} \rightarrow \left\{\begin{array}{l} \dfrac{0{,}20\ \text{mol O}}{0{,}10\ \text{mol B}} = \dfrac{2\ \text{mol O}}{1\ \text{mol B}} \\ \dfrac{0{,}10\ \text{mol H}}{0{,}10\ \text{mol B}} = \dfrac{1\ \text{mol H}}{1\ \text{mol B}} \end{array}\right\} \rightarrow \text{fórmula empírica: } HBO_2$$

3.45. Se tomó una muestra de 0,2394 g·de un nuevo fármaco contra la malaria y se sometió a una serie de reacciones en la que todo el nitrógeno del compuesto se transformó en nitrógeno gas. Recogido este gas ocupó un volumen de 19 mL a 24 °C y 723 mmHg.
Cuando se quema una muestra de 6,478 g de este mismo fármaco se obtienen 17,57 g de CO_2 y 4,319 g de H_2O. Se sabe que el compuesto formado por carbono, hidrógeno, nitrógeno y oxígeno, y que la masa molar es de 324 g. ¿Cuál es su fórmula molecular?

(Murcia 2010)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X a partir de su masa molar.

- El carbono contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2.

$$\frac{17{,}57\ \text{g}\ CO_2}{6{,}478\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{g}\ CO_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2} \cdot \frac{324\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 20\,\frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

- El hidrógeno contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{4{,}319\ \text{g}\ H_2O}{6{,}478\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O} \cdot \frac{324\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 24\,\frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

- Considerando comportamiento ideal para el N_2:

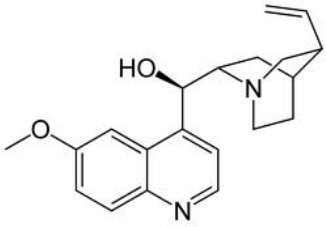
$$n = \frac{(723\ \text{mmHg}) \cdot (19\ \text{mL})}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (24 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} \cdot \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} = 7{,}4{\cdot}10^{-4}\ \text{mol}\ N_2$$

$$\frac{7{,}4{\cdot}10^{-4}\ \text{mol}\ N_2}{0{,}2394\ \text{g X}} \cdot \frac{2\ \text{mol N}}{1\ \text{mol}\ N_2} \cdot \frac{324\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 2\,\frac{\text{mol N}}{\text{mol X}}$$

- El oxígeno contenido en el compuesto X se determina por diferencia:

$$\frac{324\ \text{g X} - \left(20\ \text{mol C} \cdot \dfrac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right) - \left(24\ \text{mol H} \cdot \dfrac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right) - \left(2\ \text{mol N} \cdot \dfrac{14{,}0\ \text{g N}}{1\ \text{mol N}}\right)}{1\ \text{mol X}}\ \text{g O} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 2\,\frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera es $C_{20}H_{24}N_2O_2$. Se trata de la quinina cuya estructura es:



3.46. En un laboratorio se ha extraído un aceite utilizando hojas de menta, a partir de la cual se ha aislado un alcohol secundario saturado conocido como mentol. Una muestra de 100,5 mg se quema produciendo 282,9 mg de CO_2 y 119,5 mg de H_2O.
a) Determine la fórmula empírica del mentol.
b) Mediante la determinación del descenso crioscópico del mentol en alcanfor se ha podido determinar que la masa molecular es 156. Determine la fórmula molecular del mentol.
c) Una vez identificada su fórmula molecular, calcule la cantidad de O_2 que se necesita para quemar esos 100,5 mg de mentol.
d) Calcule el volumen de aire necesario para quemar los 100,5 mg de mentol teniendo en cuenta que el aire contiene un 21,0 % en volumen de oxígeno a 25 °C y $1{,}013 \cdot 10^5$ Pa.

(Galicia 2010)

a) Teniendo en cuenta que en la combustión del mentol todo el carbono se transforma en CO_2 y el hidrógeno en H_2O, los mmoles de estos elementos en la muestra de mentol son:

$$282{,}9\ \text{mg}\ CO_2 \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{mg}\ CO_2} \cdot \frac{1\ \text{mmol C}}{1\ \text{mmol}\ CO_2} = 6{,}43\ \text{mmol C}$$

$$115{,}9\ \text{mg}\ H_2O \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{mg}\ H_2O} \cdot \frac{2\ \text{mmol H}}{1\ \text{mmol}\ H_2O} = 12{,}9\ \text{mmol H}$$

El oxígeno contenido en el mentol se calcula por diferencia:

$$100{,}5\ \text{mg mentol} - \left(6{,}43\ \text{mmol C} \cdot \frac{12\ \text{mg C}}{1\ \text{mmol C}} + 12{,}9\ \text{mmol H} \cdot \frac{1\ \text{mg H}}{1\ \text{mmol H}}\right) = 10{,}4\ \text{mg O}$$

$$10{,}4\ \text{mg O} \cdot \frac{1\ \text{mmol O}}{16{,}0\ \text{mg O}} = 0{,}650\ \text{mmol O}$$

Para obtener la fórmula empírica se relacionan los moles de átomos de cada elemento con el del elemento que se encuentra en menor cantidad:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{6{,}43\ \text{mmol C}}{0{,}650\ \text{mmol O}} \approx 10\ \dfrac{\text{átomo C}}{\text{átomo O}} \\ \dfrac{12{,}9\ \text{mmol C}}{0{,}650\ \text{mmol O}} \approx 20\ \dfrac{\text{átomo H}}{\text{átomo O}} \end{array}\right\} \rightarrow \quad \text{fórmula empírica: } (C_{10}H_{20}O)_n$$

b) La fórmula molecular se obtiene a partir de las masas de la fórmula empírica y la masa molecular:

$$n = \frac{156\ \text{g}}{10\ \text{mol C} \cdot \dfrac{12{,}0\ \text{g C}}{\text{mol C}} + 20\ \text{mol H} \cdot \dfrac{1{,}0\ \text{g H}}{\text{mol H}} + 1\ \text{mol O} \cdot \dfrac{16{,}0\ \text{g O}}{\text{mol O}}} = 1$$

La fórmula molecular del mentol coincide con la fórmula empírica o sencilla, $C_{10}H_{20}O$.

c) La ecuación química justada correspondiente a la combustión del mentol es:

$$2\ C_{10}H_{20}O(s) + 29\ O_2(g) \rightarrow 20\ CO_2(g) + 20\ H_2O(l)$$

Relacionando mentol con O_2:

$$100{,}5\ \text{mg}\ C_{10}H_{20}O \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ C_{10}H_{20}O}{156{,}0\ \text{mg}\ C_{10}H_{20}O} \cdot \frac{29\ \text{mmol}\ O_2}{2\ \text{mmol}\ C_{10}H_{20}O} \cdot \frac{32{,}0\ \text{mg}\ O_2}{1\ \text{mmol}\ O_2} = 299\ \text{mg}\ O_2$$

d) De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), en una mezcla gaseosa coincide la composición volumétrica con la molar. Relacionando O_2 con aire:

$$299\ \text{mg}\ O_2 \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ O_2}{32{,}0\ \text{mg}\ O_2} \cdot \frac{100\ \text{mmol aire}}{21{,}0\ \text{mmol}\ O_2} = 44{,}5\ \text{mmol aire}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen de aire es:

$$V = \frac{44{,}5\ \text{mmol} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{1{,}013{\cdot}10^5\ \text{Pa}} \cdot \frac{1{,}013{\cdot}10^5\ \text{Pa}}{1\ \text{atm}} \cdot \frac{1\ \text{mol}}{10^3\ \text{mmol}} = 1{,}09\ \text{L aire}$$

3.47. Un compuesto de bario y oxígeno de fórmula desconocida se descompone térmicamente liberando 366 mL de oxígeno, medidos a 273,1 K y 1 atm, y dejando un residuo de 5,00 g de BaO puro. Indique la fórmula empírica del compuesto desconocido y su masa inicial.

(Baleares 2011) (Extremadura 2014)

La ecuación química correspondiente a la reacción del compuesto desconocido es:

$$Ba_xO_y(s) \rightarrow BaO(s) + O_2(g)$$

Considerando comportamiento ideal, la masa de oxígeno liberado es:

$$366\ \text{mL}\ O_2 \cdot \frac{1\ \text{L}\ O_2}{10^3\ \text{mL}\ O_2} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{22{,}4\ \text{L}\ O_2} \cdot \frac{2\ \text{mol O}}{1\ \text{mol}\ O_2} \cdot \frac{16{,}0\ \text{g O}}{1\ \text{mol O}} = 0{,}523\ \text{g O}$$

La cantidad de bario que contiene el residuo de BaO es:

$$5{,}00\ \text{g BaO} \cdot \frac{1\ \text{mol BaO}}{153{,}5\ \text{g BaO}} \cdot \frac{1\ \text{mol Ba}}{1\ \text{mol BaO}} = 3{,}25{\cdot}10^{-2}\ \text{mol Ba}$$

La masa de oxígeno contenida en el óxido de bario es:

$$5{,}00\ \text{g BaO} - \left(3{,}25{\cdot}10^{-2}\ \text{mol Ba} \cdot \frac{137{,}3\ \text{g Ba}}{1\ \text{mol Ba}}\right) = 0{,}538\ \text{g O}$$

La masa total de oxígeno contenida en el compuesto de bario problema es:

$$(0{,}523 + 0{,}538) = 1{,}06\ \text{g O}$$

La fórmula del compuesto problema es:

$$\frac{1{,}06\ \text{g O}}{3{,}25{\cdot}10^{-2}\ \text{mol Ba}} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 2\ \frac{\text{mol O}}{\text{mol Ba}} \quad \rightarrow \quad \text{fórmula empírica: } BaO_2$$

De acuerdo con ley de conservación de la masa de Lavoisier, la masa de muestra inicial debe ser:

$$5{,}00\ \text{g BaO} + 0{,}523\ \text{g O} = 5{,}52\ \text{g}\ BaO_2$$

3.48. Se sabe que los elementos presentes en el limoneno son carbono e hidrógeno. A partir de 10 kg de limones se extrajeron 240 g de limoneno. En la combustión de 2,56 g de limoneno, con la cantidad necesaria de oxígeno, se obtuvieron 8,282 g de CO_2 y 2,711 g de H_2O.
a) Determine la fórmula empírica del limoneno.
b) Aunque no se dispone del dato de la masa molar del limoneno, se sabe que su valor está comprendido entre 120 y 150 g mol^{-1}. Determine su fórmula molecular.

(Preselección Valencia 2011)

a) El carbono contenido en el limoneno se determina en forma de CO_2:

$$8{,}282\ \text{g}\ CO_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{g}\ CO_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 0{,}188\ \text{mol C}$$

El hidrógeno contenido en el limoneno se determina en forma de H_2O:

$$2{,}711\ \text{g}\ H_2O \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O} = 0{,}301\ \text{mol H}$$

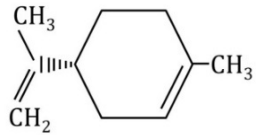
Relacionando ambas las cantidades se obtiene la fórmula empírica:

$$\frac{0{,}301\ \text{mol H}}{0{,}188\ \text{mol C}} = 1{,}6\frac{\text{mol H}}{\text{mol C}} \rightarrow \frac{16\ \text{mol H}}{10\ \text{mol C}} \rightarrow \text{fórmula empírica: } C_{10}H_{16}$$

b) La masa molar del compuesto más sencillo es:

$$M = 10\ \text{mol C} \cdot (12\ \text{g mol}^{-1}) + 16\ \text{mol H} \cdot (12\ \text{g mol}^{-1}) = 136\ \text{g mol}^{-1}$$

Como la masa molar del limoneno debe estar comprendida entre 120 y 150, la fórmula molecular coincide con la empírica y su fórmula estructural es:



3.49. Por combustión de 0,2345 g de un compuesto orgánico que solo contiene carbono, hidrógeno y oxígeno se obtienen 0,48 g de dióxido de carbono. Al quemar 0,5321 g del mismo compuesto se obtienen 0,3341 g de agua. La densidad del compuesto orgánico en estado gaseoso, respecto de la densidad del nitrógeno, es de 3,07, en las mismas condiciones de presión y temperatura. Determine las fórmulas empírica y molecular del compuesto.

(Valencia 2011)

Para facilitar los cálculos se determina previamente la fórmula molecular del compuesto X y simplificándola se obtiene la fórmula empírica. Para ello, es preciso determinar previamente la masa molar de la sustancia. Considerando comportamiento ideal:

$$\rho_X = 3{,}07 \cdot \rho_{N_2} \rightarrow \frac{M_X}{V_{molar}} = 3{,}07 \cdot \frac{M_{N_2}}{V_{molar}} \rightarrow M_X = 3{,}07 \cdot (28{,}0\ \text{g mol}^{-1}) = 86{,}0\ \text{g mol}^{-1}$$

- El carbono contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2:

$$\frac{0{,}48\ \text{g}\ CO_2}{0{,}2345\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{g}\ CO_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2} \cdot \frac{86{,}0\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 4\frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

- El hidrógeno contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{0{,}3341\ \text{g}\ H_2O}{0{,}5321\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O} \cdot \frac{86{,}0\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 6\frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

- El oxígeno contenido en el compuesto X se determina por diferencia:

$$\frac{86{,}0\ \text{g X} - \left(4\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right) - \left(6\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)}{1\ \text{mol X}}\ \text{g O} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 2\frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular obtenida es $C_4H_6O_2$ y, simplificando la fórmula empírica o sencilla es $(C_2H_3O)_n$.

3.50. Una amina primaria que contiene un carbono quiral, tiene la siguiente composición centesimal: 65,753 % de C, 15,068 % de H y 19,178 % de N. Si se sabe que su masa molecular es menor de 100, determine la fórmula estructural de dicha amina y nómbrela.

(Canarias 2011)

Tomando una base de cálculo de 100 g de amina y relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica:

$$\left.\begin{array}{l} 65{,}753\ \text{g C} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}} = 5{,}48\ \text{mol C} \\ 15{,}068\ \text{g H} \cdot \frac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}} = 15{,}07\ \text{mol H} \\ 19{,}178\ \text{g N} \cdot \frac{1\ \text{mol N}}{14{,}0\ \text{g N}} = 1{,}37\ \text{mol N} \end{array}\right\} \rightarrow \left\{\begin{array}{l} \frac{5{,}48\ \text{mol C}}{1{,}37\ \text{mol N}} = \frac{4\ \text{mol C}}{1\ \text{mol N}} \\ \frac{15{,}07\ \text{mol H}}{1{,}37\ \text{mol N}} = \frac{11\ \text{mol H}}{1\ \text{mol N}} \end{array}\right\} \rightarrow \text{fórmula empírica: } C_4H_{11}N$$

Como la masa molecular es menor que 100 y la masa de la fórmula más sencilla es 73, el valor de n debe ser 1, por tanto, la fórmula molecular de la amina es $C_4H_{11}N$. Teniendo en cuenta que posee un carbono quiral, su fórmula estructural y su nombre son, $CH_3CH(NH_2)CH_2CH_3$, 1-metilpropilamina.

3.51. En el análisis cualitativo de una muestra orgánica se detectó la presencia de carbono e hidrógeno y la ausencia de nitrógeno, halógenos y azufre; se hizo constar en el informe que no se había realizado análisis de oxígeno por no tener en el laboratorio las técnicas necesarias.
En un análisis cuantitativo posterior se quemaron 33 mg del compuesto y se obtuvieron 63 mg de dióxido de carbono y 39 mg de agua. Por espectrometría de masas se determinó que la masa empírica y molecular era la misma. Calcule la fórmula empírica y molecular del compuesto.

(Granada 2011)

Para determinar la fórmula empírica se calcula el número de mmoles de átomos de cada uno de los elementos que forman el compuesto. Teniendo en cuenta que en la combustión del compuesto todo el carbono se transforma en CO_2 y el hidrógeno en H_2O, las cantidades de estos elementos en la muestra son:

$$63{,}0\ \text{mg}\ CO_2 \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{mg}\ CO_2} \cdot \frac{1\ \text{mmol C}}{1\ \text{mmol}\ CO_2} = 1{,}43\ \text{mmol C}$$

$$39{,}1\ \text{mg}\ H_2O \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{mg}\ H_2O} \cdot \frac{2\ \text{mmol H}}{1\ \text{mmol}\ H_2O} = 4{,}34\ \text{mmol H}$$

El posible oxígeno contenido en el compuesto se calcula por diferencia:

$$33{,}0\ \text{mg compuesto} - \left(1{,}43\ \text{mmol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{mg C}}{1\ \text{mmol C}} + 4{,}34\ \text{mmol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{mg H}}{1\ \text{mmol H}}\right) = 11{,}5\ \text{mg O}$$

$$11{,}5\ \text{mg O} \cdot \frac{1\ \text{mmol O}}{16{,}0\ \text{mg O}} = 0{,}719\ \text{mmol O}$$

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con los del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{1{,}43\ \text{mol C}}{0{,}719\ \text{mol O}} = \dfrac{2\ \text{mol C}}{1\ \text{mol O}} \\ \dfrac{4{,}34\ \text{mol H}}{0{,}719\ \text{mol O}} = \dfrac{6\ \text{mol H}}{1\ \text{mol O}} \end{array}\right\} \rightarrow \text{fórmula empírica: } (C_2H_6O)_n$$

Suponiendo que $n = 1$, la fórmula molecular sería C_2H_6O.

(Este problema forma parte del propuesto en la O.Q.N. Tarazona 2003).

3.52. En un recipiente de 0,15 L se introducen 323 mg de un hidrocarburo a 25 °C y 1,25 atm de presión. Se procede a la combustión de dicho hidrocarburo y se obtienen 1,01 g de dióxido de carbono y 414 mg de agua como productos de dicho proceso. Determine de qué hidrocarburo se trata y nómbrelo.

(Canarias 2012)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X y, simplificando esta, obtener la fórmula empírica. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M = \frac{323\ \text{mg} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{(1{,}25\ \text{atm}) \cdot (0{,}15\ \text{L})} \cdot \frac{1\ \text{g}}{10^3\ \text{mg}} = 42{,}9\ \text{g mol}^{-1}$$

▪ El carbono contenido en el hidrocarburo X se determina en forma de CO_2:

$$\frac{1{,}01\ \text{g}\ CO_2}{323\ \text{mg X}} \cdot \frac{10^3\ \text{mg X}}{1\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{g}\ CO_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2} \cdot \frac{42{,}9\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 3\ \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

▪ El hidrógeno contenido en el hidrocarburo X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{414\ \text{mg}\ H_2O}{323\ \text{mg X}} \cdot \frac{10^3\ \text{mg X}}{1\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O} \cdot \frac{42{,}9\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 6\frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera es C_3H_6.

A la vista de la fórmula molecular se observa que se ajusta a la de las olefinas, hidrocarburos insaturados con dobles enlaces. Se trata del propeno cuya fórmula semidesarrollada es $CH_3CH{=}CH_2$.

3.53. El ibuprofeno es un compuesto químico muy demandado en farmacia por sus propiedades como analgésico, antiinflamatorio y antipirético (para combatir la fiebre). Este medicamento contiene carbono, hidrógeno y oxígeno, y para su determinación analítica se realizó la combustión de 2,06 g del compuesto con la cantidad adecuada de oxígeno, obteniéndose 5,72 g de dióxido de carbono y 2,901 L de vapor de agua medidos a 120 °C y 1 atm.
a) Determine la fórmula empírica del ibuprofeno.
b) Aunque no se dispone del dato de la masa molecular del ibuprofeno, se conoce que su valor está comprendido entre 180 y 220 g mol^{-1}. Determine la fórmula molecular.

(Preselección Valencia 2012) (Jaén 2017)

a) El carbono contenido en el ibuprofeno (IBU) se determina en forma de CO_2.

$$5{,}72\ \text{g}\ CO_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{g}\ CO_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 0{,}130\ \text{mol C}$$

▪ El hidrógeno contenido en el ibuprofeno (IBU) se determina en forma de H_2O. Considerando comportamiento ideal:

$$n = \frac{(1\ \text{atm}) \cdot (2{,}901\ \text{L})}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (120 + 273{,}15)\ \text{K}} = 0{,}0900\ \text{mol}\ H_2O$$

$$0{,}0900\ \text{mol g}\ H_2O \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O} = 0{,}180\ \text{mol H}$$

▪ El oxígeno contenido en el ibuprofeno (IBU) se determina por diferencia:

$$\left[2{,}06\ \text{g IBU} - \left(0{,}130\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right) - \left(0{,}180\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)\right]\text{g O} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 0{,}0200\ \text{mol O}$$

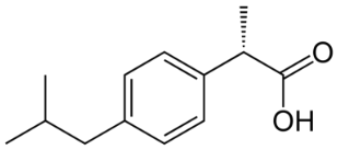
Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla del ibuprofeno.

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{0{,}130\ \text{mol C}}{0{,}0200\ \text{mol O}} = 6{,}50\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol O}} \rightarrow \dfrac{13\ \text{mol C}}{2\ \text{mol O}} \\ \dfrac{0{,}180\ \text{mol H}}{0{,}0200\ \text{mol O}} = 9{,}00\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol O}} \rightarrow \dfrac{18\ \text{mol H}}{2\ \text{mol O}} \end{array}\right\} \rightarrow \text{fórmula empírica: } C_{13}H_{18}O_2$$

La masa molar del compuesto más sencillo es:

$$M = \left(13\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right) + \left(18\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right) + \left(2\ \text{mol O} \cdot \frac{16{,}0\ \text{g O}}{1\ \text{mol O}}\right) = 206\ \text{g mol}^{-1}$$

Como la masa molar del compuesto más sencillo está comprendida entre 180 y 220, quiere decir que la fórmula molecular del ibuprofeno es la misma, $C_{13}H_{18}O_2$, y su fórmula estructural es:



(En Jaén 2017 se pregunta como cuestión multirrespuesta).

3.54. La adrenalina o epinefrina es una hormona segregada al torrente sanguíneo en situaciones de tensión, por o nerviosismo (exámenes, olimpiadas, etc.). Determine la fórmula empírica y molecular de la adrenalina, si se sabe que contiene 59,0 % de carbono, 7,1 % de hidrógeno, 26,2 % de oxígeno y el resto es nitrógeno (todos los porcentajes están expresados en masa). La masa molecular de la adrenalina es 183,2.

(Baleares 2012)

El porcentaje de nitrógeno en la adrenalina es:

$$100\%\ \text{compuesto} - (59{,}0\ \%\ \text{C} + 7{,}1\ \%\ \text{H} + 26{,}2\ \%\ \text{O}) = 7{,}7\ \%\ \text{N}$$

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular de la adrenalina (X) a partir de su masa molar.

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{59{,}0\ \text{g C}}{100\ \text{g X}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}} \cdot \dfrac{183{,}2\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 9\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\ \dfrac{7{,}1\ \text{g H}}{100\ \text{g X}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}} \cdot \dfrac{183{,}2\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 13\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \\ \dfrac{26{,}2\ \text{g O}}{100\ \text{g X}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} \cdot \dfrac{183{,}2\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 3\dfrac{\text{mol O}}{\text{mol X}} \\ \dfrac{7{,}7\ \text{g N}}{100\ \text{g X}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol N}}{14{,}0\ \text{g N}} \cdot \dfrac{183{,}2\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 1\dfrac{\text{mol N}}{\text{mol X}} \end{array}\right\} \rightarrow \quad \text{fórmula molecular: } C_9H_{13}O_3N$$

Como la fórmula anterior no se puede simplificar coinciden las fórmulas molecular y empírica.

3.55. Cierto compuesto orgánico contiene carbono, hidrógeno y oxígeno. Cuando se produce la combustión de 1,570 g del mismo se obtienen 3,00 g de dióxido de carbono y 1,842 g de agua. Una muestra de 0,412 g de este compuesto a 360 K y 0,977 atm ocupa un volumen de 270,6 cm^3.
a) Determine la fórmula empírica y la fórmula molecular del compuesto.
b) Nombre un compuesto que tenga dicha fórmula molecular y escriba su fórmula desarrollada.

(Preselección Valencia 2013)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X y, simplificando esta, obtener la fórmula empírica. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M = \frac{0{,}412\ \text{g} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 360\ \text{K}}{(0{,}977\ \text{atm}) \cdot (270{,}6\ \text{cm}^3)} \cdot \frac{10^3\ \text{cm}^3}{1\ \text{L}} = 46{,}0\ \text{g mol}^{-1}$$

a) El carbono contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2.

$$\frac{3{,}00\ \text{g CO}_2}{1{,}570\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol CO}_2}{44{,}0\ \text{g CO}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CO}_2} \cdot \frac{46{,}0\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 2\frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

- El hidrógeno contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{1{,}842\ \text{g H}_2\text{O}}{1{,}570\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{46{,}0\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 6\frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

- El oxígeno contenido en el compuesto X se determina por diferencia:

$$\frac{46{,}0\ \text{g X} - \left(2\ \text{mol C} \cdot \dfrac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right) - \left(6\ \text{mol H} \cdot \dfrac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)}{1\ \text{mol X}}\ \text{g O} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 1\frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera es C_2H_6O. Como la fórmula anterior no se puede simplificar la fórmula empírica es la misma.

A la vista de la fórmula molecular obtenida, la sustancia desconocida puede tratarse de un alcohol saturado como el etanol, cuya fórmula semidesarrollada es CH_3CH_2OH.

3.56. Cuando una muestra de 5,00 g de un hidrocarburo se vaporiza, el gas resultante ocupa un volumen de 1.575 cm^3 a 1 atm y 27 °C. El análisis cuantitativo de una muestra similar indica que contenía 4,616 g de carbono y 0,384 g de hidrógeno. Determine de qué compuesto se trata y nómbrelo.

(Canarias 2013)

Para identificar el hidrocarburo (HC) es preciso determinar su fórmula molecular y, para ello, es necesario conocer su masa molar. Suponiendo que este hidrocarburo en estado gaseoso se comporta de forma ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M = \frac{5{,}00\ \text{g} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm} \cdot 1.575\ \text{cm}^3} \cdot \frac{10^3\ \text{cm}^3}{1\ \text{L}} = 78{,}1\ \text{g mol}^{-1}$$

Para obtener la fórmula empírica se relacionan los moles de átomos de ambos elementos:

$$\frac{0{,}384\ \text{g H}}{4{,}616\ \text{g C}} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}} = 1\ \frac{\text{mol H}}{\text{mol C}} \quad \rightarrow \quad \text{fórmula empírica: } (CH)_n$$

Con la masa molar se puede obtener la fórmula molecular:

$$78{,}1\ \text{g HC} = n\left(1\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}} + 1\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right) \quad \rightarrow \quad n = 6 \quad \rightarrow \quad \text{fórmula molecular: } C_6H_6$$

A la vista de la fórmula molecular se puede concluir que trata del benceno, un hidrocarburo que es líquido a temperatura ambiente debido a que sus moléculas se encuentran unidas mediante fuerzas de dispersión de London.

3.57. Una muestra de 6,478 mg de un nuevo fármaco contra la malaria se quemó en oxígeno puro obteniéndose 17,570 mg de CO_2 y 4,319 mg de agua.
a) ¿Qué porcentaje de carbono e hidrógeno hay en el compuesto?
Otra muestra de 0,2394 g se sometió a una serie de reacciones que transformaron todo el nitrógeno del compuesto en N_2. Este gas, después de recogerlo sobre agua a 23,8 °C, a una presión de 746 mmHg, ocupaba un volumen de 18,9 mL. La presión del vapor de agua a esa temperatura es 22,11 mmHg.
b) ¿Cuál es el porcentaje de nitrógeno en la muestra?
c) Sabiendo que el compuesto está formado por carbono, hidrógeno, nitrógeno y oxígeno, obtenga su fórmula empírica.
d) Determine la fórmula molecular sabiendo que la masa molar del fármaco es 324 $g\ mol^{-1}$.

(Preselección Valencia 2014)

a) El carbono contenido en el fármaco X se determina en forma de CO_2:

$$\frac{17{,}570\ \text{mg } CO_2}{6{,}478\ \text{mg X}} \cdot \frac{1\ \text{mmol } CO_2}{44{,}0\ \text{mg } CO_2} \cdot \frac{12{,}0\ \text{mg C}}{1\ \text{mmol } CO_2} \cdot 100 = 74{,}0\ \%\ \text{C}$$

El hidrógeno contenido en el fármaco X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{4{,}319\ \text{mg } H_2O}{6{,}478\ \text{mg X}} \cdot \frac{1\ \text{mmol } H_2O}{18{,}0\ \text{mg } H_2O} \cdot \frac{2\ \text{mmol H}}{1\ \text{mmol } H_2O} \cdot \frac{1{,}0\ \text{mg H}}{1\ \text{mmol H}} \cdot 100 = 7{,}4\ \%\ \text{H}$$

b) El nitrógeno contenido en el fármaco X se determina en forma de N_2. Suponiendo comportamiento ideal para el gas y teniendo en cuenta que este se encuentra húmedo:

$$n = \frac{(748 - 22{,}11)\ \text{mmHg} \cdot 18{,}9\ \text{mL}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (23{,}8 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 0{,}741\ \text{mmol } N_2$$

$$\frac{0{,}741\ \text{mmol } N_2}{0{,}2394\ \text{g X}} \cdot \frac{2\ \text{mmol N}}{1\ \text{mmol } N_2} \cdot \frac{1\ \text{g X}}{10^3\ \text{mg X}} \cdot \frac{14{,}0\ \text{mg N}}{1\ \text{mmol N}} \cdot 100 = 8{,}66\ \%\ \text{N}$$

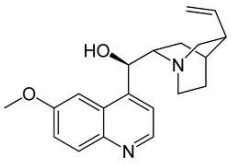
c-d) El oxígeno contenido en el fármaco X se determina por diferencia:

$$100\ \%\ \text{compuesto} - (74{,}0\ \%\ \text{C} + 7{,}40\ \%\ \text{H} + 8{,}66\ \%\ \text{N}) = 9{,}94\ \%\ \text{O}$$

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del fármaco X y, simplificando esta, obtener la fórmula empírica.

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{73{,}97\ \text{g C}}{100\ \text{g X}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}} \cdot \dfrac{324\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 20 \dfrac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\ \dfrac{7{,}41\ \text{g H}}{100\ \text{g X}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}} \cdot \dfrac{324\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 24 \dfrac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \\ \dfrac{8{,}66\ \text{g N}}{100\ \text{g X}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol N}}{14{,}0\ \text{g N}} \cdot \dfrac{324\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 2 \dfrac{\text{mol N}}{\text{mol X}} \\ \dfrac{9{,}94\ \text{g O}}{100\ \text{g X}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} \cdot \dfrac{324\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 2 \dfrac{\text{mol O}}{\text{mol X}} \end{array}\right\} \rightarrow \quad \text{fórmula molecular: } C_{20}H_{24}N_2O_2$$

Se trata de la quinina cuya fórmula estructural es:



Simplificando la anterior se obtiene que la fórmula empírica o sencilla es $(C_{10}H_{12}NO)_n$.

(Problema similar al propuesto en Murcia 2010).

3.58. La composición porcentual en masa de la 2-desoxirribosa, un azúcar constituyente del ácido desoxirribonucleico (ADN) es: 44,77 % de C, 7,46 % de H y 47,7 % de O.
a) Determine la fórmula empírica del compuesto.
b) La valoración redox de 1,00 g de 2-desoxirribosa en 25,0 mL de agua indica que la concentración molar es 0,298 M. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?
c) Si se realiza la combustión de 1,00 g de 2-desoxirribosa, ¿qué volumen de CO_2 se obtendría en condiciones normales?
d) La 2-desoxirribosa en agua adopta una estructura cíclica derivada del tetrahidrofurano (ver figura adjunta) mientras que su forma abierta (lineal) tiene un grupo aldehído. Sabiendo que la forma abierta de la 2-desoxirribosa es una estructura carbonada lineal, hidroxilada y con un grupo aldehído, establezca las estructuras abierta y cíclica (furano) de la 2-desoxirribosa, justificando el tipo de isomería de una con respecto a la otra.



e) Explique, en base a orbitales híbridos y enlaces σ y π, los enlaces intramoleculares de la 2-desoxirribosa y justifique si es previsible la formación de enlaces intermoleculares de hidrógeno en disoluciones acuosas de este compuesto.

(Sevilla 2014)

a) Tomando una base de cálculo de 100 g de 2-desoxirribosa y relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left.\begin{array}{l} 44{,}77\ \text{g C} \cdot \dfrac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}} = 3{,}73\ \text{mol C} \\ 7{,}46\ \text{g H} \cdot \dfrac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}} = 7{,}46\ \text{mol H} \\ 47{,}7\ \text{g O} \cdot \dfrac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 2{,}98\ \text{mol O} \end{array}\right\} \rightarrow \left\{\begin{array}{l} \dfrac{3{,}73\ \text{mol C}}{2{,}98\ \text{mol O}} = \dfrac{5\ \text{mol C}}{4\ \text{mol O}} \\ \dfrac{7{,}46\ \text{mol H}}{2{,}98\ \text{mol O}} = \dfrac{10\ \text{mol H}}{4\ \text{mol O}} \end{array}\right\} \rightarrow \quad (C_5H_{10}O_4)_n$$

b) De acuerdo con el concepto de molaridad se puede conocer la masa molar de la 2-desoxirribosa y a partir de este dato y la fórmula empírica se puede establecer la fórmula molecular. Suponiendo que la adición del soluto al agua no produce una alteración significativa del volumen:

$$\frac{1{,}00\text{ g desoxirribosa}}{25{,}0\text{ mL disolución}}\cdot\frac{1\text{ mol desoxirribosa}}{M\text{ g desoxirribosa}}\cdot\frac{10^3\text{ mL disolución}}{1\text{ L disolución}}=0{,}298\text{ mol L}^{-1}$$

Se obtiene, $M = 134\text{ g mol}^{-1}$.

Con la masa molar se puede obtener la fórmula molecular:

$$134\text{ g desoxirribosa}=n\left(5\text{ mol C}\cdot\frac{12{,}0\text{ g C}}{1\text{ mol C}}+10\text{ mol H}\cdot\frac{1{,}0\text{ g H}}{1\text{ mol H}}+4\text{ mol O}\cdot\frac{16{,}0\text{ g O}}{1\text{ mol O}}\right)\rightarrow n=1$$

La fórmula molecular de la 2-desoxirribosa es $C_5H_{10}O_4$

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión de la 2-desoxirribosa es:

$$C_5H_{10}O_4(s)+\frac{11}{2}\,O_2(g)\rightarrow 5\,CO_2(g)+5\,H_2O(l)$$

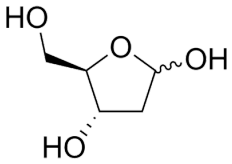
Relacionando $C_5H_{10}O_4$ con CO_2 es:

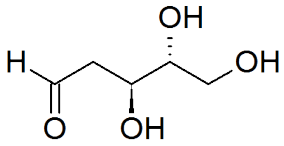
$$1{,}00\text{ g }C_5H_{10}O_4\cdot\frac{1\text{ mol }C_5H_{10}O_4}{134\text{ g }C_5H_{10}O_4}\cdot\frac{5\text{ mol }CO_2}{1\text{ mol }C_5H_{10}O_4}=0{,}0373\text{ mol }CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el CO_2 es:

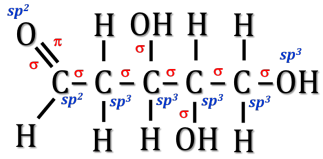
$$V=\frac{(0{,}0373\text{ mol }CO_2)\cdot(0{,}08206\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1})\cdot 273{,}15\text{ K}}{1\text{ atm}}=0{,}836\text{ L }CO_2$$

d) Las formas cíclica y abierta de la 2-desoxirribosa que entre sí presentan isomería estructural son:





e) La imagen muestra la estructura de esta sustancia en la que se observa que los átomos de carbono y de oxígeno que forman el grupo carbonilo presentan hibridación sp^2 y ambos se encuentran unidos por un doble enlace formado por un enlace σ y otro π.



El resto de átomos de carbono y de oxígeno tienen hibridación sp^3 ya que los enlaces que forman son sencillos del tipo σ.

El establecimiento de enlaces de hidrógeno entre los grupos hidroxilo de la 2-desoxirribosa y las moléculas de agua explican la solubilidad de esta en agua y, con ello, la formación de las disoluciones acuosas.

3.59. Cuando se queman los hidrocarburos con aire, estos reaccionan con el oxígeno para formar dióxido de carbono y agua. La cantidad de oxígeno consumido y los niveles de dióxido de carbono y agua que se forman dependen de la composición del hidrocarburo que actúa como combustible. Se comprueba que la combustión completa de 84 g de un hidrocarburo saturado cíclico origina 264 g de dióxido de carbono.
a) ¿De qué hidrocarburo se trata?
b) ¿Qué cantidad de agua se habrá formado?
c) Si ese dióxido de carbono se hace pasar a través de una disolución de hidróxido de bario, ¿qué ocurre?

(Murcia 2015)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión de un hidrocarburo saturado cíclico o cicloalcano, C_nH_{2n}, es:

$$2\ C_nH_{2n}(l) + 3n\ O_2(g) \rightarrow 2n\ CO_2(g) + 2n\ H_2O(l)$$

El carbono contenido en el cicloalcano se determina en forma de CO_2:

$$264\ g\ CO_2 \cdot \frac{1\ mol\ CO_2}{44{,}0\ g\ CO_2} \cdot \frac{1\ mol\ C}{1\ mol\ CO_2} = 6\ mol\ C$$

La cantidad de hidrógeno que contiene un hidrocarburo cíclico saturado es el doble de la de carbono:

$$2 \cdot (6\ mol\ H) = 12\ mol\ H$$

La fórmula del hidrocarburo cíclico saturado es C_6H_{12}.

b) La cantidad de agua que se obtiene es:

$$264\ g\ CO_2 \cdot \frac{1\ mol\ CO_2}{44{,}0\ g\ CO_2} \cdot \frac{2n\ mol\ H_2O}{2n\ mol\ CO_2} \cdot \frac{18{,}0\ g\ H_2O}{1\ mol\ H_2O} = 108\ g\ H_2O$$

c) El hidróxido de bario absorbe el dióxido de carbono. La ecuación química ajustada correspondiente a la absorción química del CO_2 es:

$$CO_2(g) + Ba(OH)_2(aq) \rightarrow BaCO_3(s) + H_2O(l)$$

3.60. Todo el CO_2 obtenido en la combustión de 2,000 g de un compuesto orgánico que solo contiene carbono, hidrógeno y oxígeno se transformó en carbonato de calcio, obteniéndose 9,091 g. Al quemar 1,573 g del mismo compuesto orgánico se obtienen 1,287 g de agua. La densidad del vapor del compuesto orgánico es 3,14 veces la del dinitrógeno. Calcule:
a) La fórmula empírica.
b) La fórmula molecular del compuesto.
c) Proponga y nombre un compuesto orgánico compatible con esa fórmula molecular.

(Preselección Valencia 2015)

a-b) Para facilitar los cálculos se determina previamente la fórmula molecular del compuesto X y simplificándola se obtiene la fórmula empírica. Para ello, es preciso determinar previamente la masa molar de la sustancia. Considerando comportamiento ideal:

$$\rho_X = 3{,}14 \cdot \rho_{N_2} \rightarrow \frac{M_X}{V_{molar}} = 3{,}14 \cdot \frac{M_{N_2}}{V_{molar}} \rightarrow M_X = 3{,}14 \cdot (28{,}0\ g\ mol^{-1}) = 87{,}9\ g\ mol^{-1}$$

- El carbono contenido en el compuesto se determina en forma de $CaCO_3$:

$$\frac{9{,}091\ g\ CaCO_3}{2{,}000\ g\ X} \cdot \frac{1\ mol\ CaCO_3}{100{,}1\ g\ CaCO_3} \cdot \frac{1\ mol\ C}{1\ mol\ CaCO_3} \cdot \frac{87{,}9\ g\ X}{1\ mol\ X} = 4\frac{mol\ C}{mol\ X}$$

- El hidrógeno contenido en el compuesto se determina en forma de H_2O:

$$\frac{1{,}287\ g\ H_2O}{1{,}573\ g\ X} \cdot \frac{1\ mol\ H_2O}{18{,}0\ g\ H_2O} \cdot \frac{2\ mol\ H}{1\ mol\ H_2O} \cdot \frac{87{,}9\ g\ X}{1\ mol\ X} = 8\frac{mol\ H}{mol\ X}$$

▪ El oxígeno contenido en el compuesto se determina por diferencia:

$$\frac{87{,}9\ \text{g X} - \left(4\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right) - \left(8\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)}{1\ \text{mol X}}\ \text{g O} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 2\frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular obtenida es $C_4H_8O_2$ y, simplificando, la fórmula empírica o sencilla es $(C_2H_4O)_n$.

c) A la vista de la fórmula molecular y comparándola con la del hidrocarburo saturado de cuatro carbonos, C_4H_{10}, se deduce que el compuesto debe presentar una insaturación, por tanto, si contiene dos átomos de oxígeno los compuestos posibles, más corrientes, deben ser ácidos carboxílicos y ésteres:

$CH_3CH_2CH_2COOH$	ácido butanoico
$CH_3CH(CH_3)COOH$	ácido metilpropanoico
$CH_3CH_2COOCH_3$	propanoato de metilo
$CH_3COOCH_2CH_3$	acetato de etilo
$HCOOCH_2CH_2CH_3$	metanoato de propilo
$HCOOC(CH_3)_2$	metanoato de isopropilo

3.61. Una muestra de 0,596 g de un compuesto gaseoso que contiene solamente boro e hidrógeno ocupa 484 cm^3 en condiciones normales. Cuando el compuesto se quemó en exceso de oxígeno, todo el hidrógeno se recuperó como 1,17 g de H_2O y todo el boro como B_2O_3.
a) ¿Cuáles son la fórmula empírica, la fórmula molecular y la masa molar del compuesto?
b) ¿Qué masa de B_2O_3 se ha producido en la combustión?

(Extremadura 2015)

a) Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X y, simplificando esta, obtener la fórmula empírica. Suponiendo que en estado gaseoso esta se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M = \frac{0{,}596\ \text{g X} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm} \cdot 484\ \text{cm}^3} \cdot \frac{10^3\ \text{cm}^3}{1\ \text{L}} = 27{,}6\ \text{g mol}^{-1}$$

▪ El hidrógeno contenido en el compuesto se determina en forma de H_2O:

$$\frac{1{,}17\ \text{g H}_2\text{O}}{0{,}596\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{27{,}6\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 6\frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

▪ El boro contenido en el compuesto se determina por diferencia:

$$\frac{27{,}6\ \text{g X} - \left(6\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)}{1\ \text{mol X}}\ \text{g B} \cdot \frac{1\ \text{mol B}}{10{,}8\ \text{g B}} = 2\frac{\text{mol B}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular obtenida es B_2H_6 y, simplificando, la fórmula empírica o sencilla es $(BH_3)_n$.

b) La cantidad de boro que contiene la muestra es:

$$0{,}596\ \text{g X} - \left(1{,}17\ \text{g H}_2\text{O} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right) = 0{,}466\ \text{g B}$$

La masa de B_2O_3 que se obtiene en la combustión del boro que contiene la muestra es:

$$0{,}466\ \text{g B} \cdot \frac{1\ \text{mol B}}{10{,}8\ \text{g B}} \cdot \frac{1\ \text{mol B}_2\text{O}_3}{2\ \text{mol B}} \cdot \frac{69{,}6\ \text{g B}_2\text{O}_3}{1\ \text{mol B}_2\text{O}_3} = 1{,}50\ \text{g B}_2\text{O}_3$$

3.62. Una compañía farmacéutica está interesada en la caracterización de un ácido orgánico que comercializa una empresa cosmética de la competencia. Se trata de un diácido orgánico, H_2X, formado por carbono, hidrógeno y oxígeno. Una muestra de 0,1235 g de esta sustancia reaccionó completamente con 15,55 mL de una disolución acuosa de NaOH 0,1087 M, según la reacción que muestra la siguiente ecuación:

$$H_2X(aq) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow 2\ Na^+(aq) + X^{2-}(aq) + 2\ H_2O(l)$$

En otro experimento, una muestra de 0,3469 g se quemó completamente en un horno con aporte suficiente de dioxígeno, produciéndose 0,6268 g de CO_2 y 0,2138 g de H_2O.

a) Calcule su masa molecular.

b) Determine las fórmulas empírica y molecular del compuesto.

c) Dibuje la fórmula semidesarrollada de la sustancia y nómbrela correctamente de acuerdo con la nomenclatura sistemática de compuestos orgánicos.

(Preselección Valencia 2016)

a-b) Para facilitar los cálculos se determina previamente la fórmula molecular del ácido H_2X y simplificándola se obtiene la fórmula empírica. Para ello, es preciso determinar previamente la masa molar de la sustancia. Relacionando las cantidades de NaOH y H_2X:

$$15{,}55\ \text{mL NaOH 0,1087 M} \cdot \frac{0{,}1087\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 0,1087 M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol } H_2X}{2\ \text{mmol NaOH}} = 0{,}8451\ \text{mmol } H_2X$$

La masa molar del ácido se obtiene relacionando la masa con los moles:

$$\frac{0{,}1235\ \text{g } H_2X}{0{,}8451\ \text{mmol } H_2X} \cdot \frac{10^3\ \text{mmol } H_2X}{1\ \text{mol } H_2X} = 146{,}1\ \text{g mol}^{-1}$$

- El carbono se determina en forma de CO_2:

$$\frac{0{,}6268\ \text{g } CO_2}{0{,}3469\ \text{g } H_2X} \cdot \frac{1\ \text{mol } CO_2}{44{,}0\ \text{g } CO_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol } CO_2} \cdot \frac{146{,}1\ \text{g } H_2X}{1\ \text{mol } H_2X} = 6\ \frac{\text{mol C}}{\text{mol } H_2X}$$

- El hidrógeno se determina en forma de H_2O:

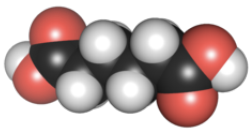
$$\frac{0{,}2138\ \text{g } H_2O}{0{,}3469\ \text{g } H_2X} \cdot \frac{1\ \text{mol } H_2O}{18{,}0\ \text{g } H_2O} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol } H_2O} \cdot \frac{146{,}1\ \text{g } H_2X}{1\ \text{mol } H_2X} = 10\ \frac{\text{mol H}}{\text{mol } H_2X}$$

- El oxígeno se determina por diferencia:

$$\frac{146{,}1\ \text{g } H_2X - \left(6\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right) - \left(10\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)}{1\ \text{mol } H_2X}\ \text{g O} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 4\ \frac{\text{mol O}}{\text{mol } H_2X}$$

La fórmula molecular obtenida es $C_6H_{10}O_4$ y, simplificando, la fórmula empírica o sencilla es $(C_3H_5O_2)_n$.

c) A la vista de la fórmula molecular y comparándola con la del hidrocarburo saturado de seis carbonos, C_6H_{14}, se deduce que el ácido solo presenta las dos insaturaciones correspondientes a los grupos carboxilos, por lo que la fórmula y nombre del ácido son:



$COOHCH_2CH_2CH_2CH_2COOH$ ácido hexanodioico o adípico

3.63. Para determinar la fórmula empírica de un compuesto orgánico muy utilizado en la industria alimentaria y cosmética como aromatizante (su aroma es similar al del extracto de ron) se llevó a cabo un análisis de sus productos de combustión.
Al quemar completamente 1,152 g de este compuesto se obtienen 1,116 g de agua y 1,514 L de CO_2 medidos a 25 °C y 1 atm. Si la masa molar de este compuesto es 130,2 g mol^{-1}:
a) Determine la fórmula molecular de esta sustancia.
b) Si la hidrólisis básica de este compuesto seguida de acidificación conduce a la formación de un ácido carboxílico saturado de 3 carbonos y un alcohol sin insaturaciones de 4 carbonos, indique qué tipo de compuesto orgánico es el aromatizante, cuál es el nombre del ácido y de los posibles alcoholes isómeros.
c) Dibuje las estructuras de Lewis del carboxilato obtenido por hidrólisis básica del compuesto orgánico. Si la sal sódica del carboxilato se aislara y se pusiera en disolución acuosa, ¿cómo sería el pH de la disolución? Razone la respuesta.
d) Indique la hibridación de los átomos de carbono del ácido carboxílico del apartado b), el orden de enlace entre el carbono y oxígenos y la geometría de enlace del carbono unido a los oxígenos en el ácido carboxílico (dibuje la estructura orbitálica de los enlaces C–O).
e) El compuesto orgánico aromatizante es un líquido inmiscible en agua mientras que el ácido procedente de su hidrólisis es completamente miscible en agua. ¿A qué se debe esta diferencia de solubilidad en agua? Razone la respuesta.

(Sevilla 2017)

a) Relacionando las cantidades dadas con la masa molar del compuesto se puede obtener la fórmula molecular del mismo:

▪ El carbono contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2. Considerando comportamiento ideal:

$$n = \frac{1\ \text{atm} \cdot 1{,}514\ \text{L}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} = 6{,}193{\cdot}10^{-2}\ \text{mol CO}_2$$

$$\frac{6{,}193{\cdot}10^{-2}\ \text{mol CO}_2}{1{,}152\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CO}_2} \cdot \frac{130{,}2\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 7\,\frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

▪ El hidrógeno contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{1{,}116\ \text{g H}_2\text{O}}{1{,}152\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{130{,}2\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 14\,\frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

▪ El oxígeno contenido en el compuesto X se determina por diferencia:

$$\frac{130{,}2\ \text{g X} - \left(7\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right) - \left(14\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)}{1\ \text{mol X}}\ \text{g O} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 2\,\frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular obtenida es $C_7H_{14}O_2$.

b) Si la hidrólisis básica de este compuesto, seguida de acidificación, produce un ácido carboxílico saturado de 3 carbonos y un alcohol saturado de 4 carbonos quiere decir que el compuesto problema se trata de un éster. Esta identificación viene apoyada también por el hecho de que sea un aromatizante ya que los ésteres se caracterizan por su agradable olor a flores y frutas.

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de hidrólisis es:

$$CH_3CH_2COOCH_2CH_2CH_2CH_3 + H_2O \rightarrow \underset{\text{ácido propanoico}}{CH_3CH_2COOH} + CH_3CH_2CH_2CH_2OH$$

Los diferentes isómeros de un alcohol saturado de cuatro carbonos son:

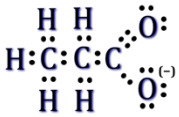
$CH_3CH_2CH_2CH_2OH$ 1 butanol

$CH_3CH_2CHOHCH_3$ 2 butanol

$CH_3CH(CH_3)CH_2OH$ 2-metil-1-propanol

$CH_3COH(CH_3)CH_3$ 2-metil-2-propanol

c) La estructura de Lewis del carboxilato del ácido propanoico es:



El propanoato de sodio en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

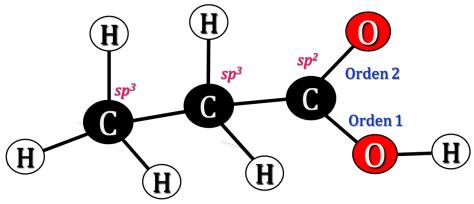
$$NaCH_3CH_2COO(aq) \rightarrow CH_3CH_2COO^-(aq) + Na^+(aq)$$

- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no se hidroliza.
- El ion $CH_3CH_2COO^-$ es la base conjugada del ácido débil CH_3CH_2COOH y se hidroliza según la ecuación:

$$CH_3CH_2COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3CH_2COOH(aq) + OH^-(aq)$$

Como en la hidrólisis se producen iones OH^-, la disolución tiene pH > 7.

d) Según se muestra en la imagen, la hibridación de los átomos de carbono 2 y 3 es sp^3, ya que presentan todos sus enlaces sencillos, y la del carbono 1 que tiene el grupo carbonilo es sp^2, ya que tiene un enlace doble con el átomo de oxígeno. Respecto al orden de enlace, número de pares de electrones que constituyen un enlace, en el C–O es 2 para el oxígeno del grupo carbonilo y 1 para el del grupo hidróxilo.



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el átomo de carbono unido a los dos oxígenos tiene una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

e) Las moléculas de ácido se unen a las moléculas de H_2O mediante enlaces intermoleculares llamados enlaces de hidrógeno. Estos se forman cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana; sin embargo, en el caso del éster al carecer de ese átomo de hidrógeno unido al oxígeno es imposible que se formen estos enlaces lo que motiva que el éster sea insoluble en agua.

3.64. El análisis elemental de un compuesto determinó que este estaba formado únicamente por por carbono, hidrógeno y nitrógeno. Por combustión de una muestra del mismo se recogieron 72,68 L de una mezcla de gases formada por CO_2, H_2O y N_2 y el oxígeno sobrante, medidos en unas determinadas condiciones de presión y temperatura. El análisis volumétrico de dicha mezcla arrojó los siguientes resultados: 27,74 % de CO_2, 48,53 % de H_2O y 6,93 % de N_2.
a) Determine la fórmula empírica del compuesto.
b) Sabiendo que la densidad del compuesto, en estado gaseoso, es 1,80 g L^{-1}, cuando la presión es de 748 mmHg y la temperatura de 27 °C, ¿cuál es la fórmula molecular?

(Granada 2017)

a) De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), la composición volumétrica de una mezcla gaseosa coincide con la molar, por lo que las cantidades de cada uno de los gases en la misma son:

$$72{,}68\ \text{L mezcla} \cdot \frac{27{,}74\ \text{L } CO_2}{100\ \text{L mezcla}} \cdot \frac{1\ \text{mol } CO_2}{V\ \text{L } CO_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol } CO_2} = \frac{20{,}16}{V}\ \text{mol C}$$

$$72{,}68\ \text{L mezcla} \cdot \frac{48{,}53\ \text{L}\ H_2O}{100\ \text{L mezcla}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{V\ \text{L}\ H_2O} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O} = \frac{70{,}50}{V}\ \text{mol H}$$

$$72{,}68\ \text{L mezcla} \cdot \frac{6{,}93\ \text{L}\ N_2}{100\ \text{L mezcla}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ N_2}{V\ \text{L}\ N_2} \cdot \frac{2\ \text{mol N}}{1\ \text{mol}\ N_2} = \frac{10{,}1}{V}\ \text{mol V}$$

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{20{,}16/V\ \text{mol C}}{10{,}1/V\ \text{mol N}} = 2\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol N}} \\ \dfrac{70{,}50/V\ \text{mol H}}{10{,}1/V\ \text{mol N}} = 7\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol N}} \end{array}\right\} \quad \rightarrow \quad \text{fórmula empírica: } (C_2H_7N)_n$$

b) Suponiendo que en estado gaseoso el compuesto se comporta como gas ideal, la aplicación de la ecuación de estado permite obtener su masa molar:

$$M = \frac{1{,}80\ \text{g} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15)\ \text{K}}{748\ \text{mmHg} \cdot 1\ \text{L}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 45{,}0\ \text{g mol}^{-1}$$

Con la masa molar se puede obtener la fórmula molecular:

$$45{,}0\ \text{g compuesto} = n\left(2\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}} + 7\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}} + 1\ \text{mol N} \cdot \frac{14{,}0\ \text{g N}}{1\ \text{mol N}}\right) \rightarrow n = 1$$

La fórmula molecular obtenida es C_2H_7N.

3.65. Los alcaloides son sustancias orgánicas básicas en cuya composición interviene carbono, hidrógeno, nitrógeno y pueden también tener oxígeno. En las hojas del tabaco, el porcentaje de alcaloides oscila entre el 4 y 6 %. Uno de los principales es la nicotina que se obtiene macerando las hojas de la planta en una disolución alcalina y tratando luego la mezcla con un disolvente orgánico. La nicotina en estado puro es un poderoso veneno de acción rápida. La mayor parte de los efectos fisiológicos del tabaco son debidos a su contenido en nicotina que influye en el sistema nervioso y en los aparatos digestivo y circulatorio. La inhalación del humo de un simple cigarrillo produce una vasoconstricción apreciable, que puede prolongarse sesenta minutos, y que provoca un aumento de la presión sanguínea.
La combustión de 0,3847 g de nicotina da lugar al desprendimiento de 1,0440 g de CO_2 y 0,2994 g de agua. En otra experiencia, se tratan 1,3800 g del alcaloide obteniéndose 0,2897 g de amoniaco.
a) Determine la fórmula empírica de la nicotina.
b) Determine la fórmula molecular, sabiendo que la nicotina hierve a 245 °C a la presión de 760 mmHg y que su densidad de vapor a esa temperatura es de 3,81 mg mL^{-1}.

(Valencia 2017)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular de la nicotina (Nic) y, simplificando esta, obtener la fórmula empírica. Suponiendo que en estado gaseoso esta se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M = \frac{3{,}81\ \text{mg} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (245 + 273{,}15)\ \text{K}}{760\ \text{mmHg} \cdot 1\ \text{mL}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL}}{1\ \text{L}} \cdot \frac{1\ \text{g}}{10^3\ \text{mg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}}$$

Se obtiene, $M = 162\ \text{g mol}^{-1}$

a-b) El carbono contenido en la nicotina se determina en forma de CO_2.

$$\frac{1{,}0440\ \text{g}\ CO_2}{0{,}3847\ \text{g Nic}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{g}\ CO_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2} \cdot \frac{162\ \text{g Nic}}{1\ \text{mol Nic}} = 10\frac{\text{mol C}}{\text{mol Nic}}$$

- El hidrógeno contenido en la nicotina se determina en forma de H_2O:

$$\frac{0{,}2994\ \text{g}\ H_2O}{0{,}3847\ \text{g Nic}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}\cdot\frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O}\cdot\frac{162\ \text{g Nic}}{1\ \text{mol Nic}}=14\frac{\text{mol H}}{\text{mol Nic}}$$

▪ El nitrógeno contenido en la nicotina se determina en forma de NH_3:

$$\frac{0{,}2897\ \text{g}\ NH_3}{1{,}3800\ \text{g Nic}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ NH_3}{17{,}0\ \text{g}\ NH_3}\cdot\frac{1\ \text{mol N}}{1\ \text{mol}\ NH_3}\cdot\frac{162\ \text{g Nic}}{1\ \text{mol Nic}}=2\frac{\text{mol N}}{\text{mol NIC}}$$

▪ El posible oxígeno contenido en la nicotina se determina por diferencia:

$$\frac{162\ \text{g Nic}}{1\ \text{mol Nic}}-\left(\frac{10\ \text{mol C}}{\text{mol Nic}}\cdot\frac{12{,}0\ \text{g C}}{\text{mol C}}\right)-\left(\frac{14\ \text{mol H}}{\text{mol Nic}}\cdot\frac{1{,}0\ \text{g H}}{\text{mol H}}\right)-\left(\frac{2\ \text{mol N}}{\text{mol Nic}}\cdot\frac{14{,}0\ \text{g N}}{\text{mol N}}\right)=0\ \text{g O}$$

Por tanto, la nicotina no contiene oxígeno.

La fórmula molecular obtenida es $C_{10}H_{14}N_2$ y, simplificando, la fórmula empírica o sencilla es $(C_5H_7N)_n$.

3.66. El ácido láctico es un ácido monocarboxílico alifático constituido por carbono, hidrógeno y oxígeno, con una función alcohol en su estructura situado sobre un carbono que tiene los cuatro sustituyentes distintos. Se encuentra ampliamente distribuido en la naturaleza y su nombre vulgar proviene de su existencia en la leche agria. En la década de 1920, Meyerhoff demostró que, en la contracción de los músculos de los seres vivos para realizar un trabajo en condiciones anaerobias, se transforma el glucógeno en ácido láctico. Su determinación en los deportistas es de gran interés al existir una relación causal entre la acumulación del mismo y la fatiga de los músculos.
Al quemar completamente 8,0 g del mencionado ácido, se producen 11,7 g de dióxido de carbono y 4,8 g de agua. Si la misma cantidad de ácido se vaporiza a 150 °C en un recipiente de 300 mL de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, la presión ejercida es de 7.810 mmHg.
a) Determine las fórmulas empírica y molecular del ácido láctico.
b) Proponga una fórmula estructural desarrollada compatible con la fórmula molecular.
c) Escriba y ajuste la reacción de combustión del ácido láctico.

(Preselección Valencia 2018)

a) Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del ácido láctico (AcL) a partir de su masa molar. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como un gas ideal, la aplicación de la ecuación de estado permite obtener su masa molar:

$$M=\frac{8{,}0\ \text{g}\cdot(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(150+273{,}15)\ \text{K}}{7.810\ \text{mmHg}\cdot300\ \text{mL}}\cdot\frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}}\cdot\frac{10^3\ \text{mL}}{1\ \text{L}}=90\ \text{g mol}^{-1}$$

▪ El carbono contenido en el ácido láctico se determina en forma de CO_2:

$$\frac{11{,}7\ \text{g}\ CO_2}{8{,}0\ \text{g AcL}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}\cdot\frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2}\cdot\frac{90\ \text{g AcL}}{1\ \text{mol AcL}}=3\frac{\text{mol C}}{\text{mol AcL}}$$

▪ El hidrógeno contenido en el ácido láctico se determina en forma de H_2O:

$$\frac{4{,}8\ \text{g}\ H_2O}{8{,}0\ \text{g AcL}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}\cdot\frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O}\cdot\frac{90\ \text{g AcL}}{1\ \text{mol AcL}}=6\frac{\text{mol H}}{\text{mol AcL}}$$

▪ El oxígeno contenido en el ácido láctico se determina por diferencia:

$$\frac{90\ \text{g AcL}-\left(3\ \text{mol C}\cdot\frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}+6\ \text{mol H}\cdot\frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)}{1\ \text{mol AcL}}\ \text{g O}\cdot\frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}}=3\frac{\text{mol O}}{\text{mol AcL}}$$

La fórmula molecular obtenida es $C_3H_6O_3$ y, simplificando, la fórmula empírica o sencilla es $(CH_2O)_n$.

b) La fórmula estructural del ácido láctico es, $CH_3–CHOH–COOH$.

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de combustión del ácido láctico es:

$$C_3H_6O_3(l)+3\ O_2(g)\rightarrow 3\ CO_2(g)+3\ H_2O(l)$$

(Los apartados de este problema han sido propuestos en O.Q.N. Luarca 2005).

3.67. Un disolvente orgánico volátil tiene una composición centesimal de 52,2 % de carbono, 38,4 % de oxígeno y 13,0 % de hidrógeno. Una disolución formada por 99,0 mol de ese disolvente y 1,00 mol de un soluto desconocido no volátil tiene una concentración molal de 0,219 mol kg^{-1}. Determine la fórmula molecular del disolvente.
Si la presión de vapor del disolvente, a una cierta temperatura, es $4{,}23{\cdot}10^{-2}$ atm, calcule la presión de vapor (en Pa) de la disolución citada más arriba, a la misma temperatura y suponiendo comportamiento ideal.

(Extremadura 2019)

Tomando una base de cálculo de 100 g de disolvente y relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left.\begin{array}{l} 52{,}2\ \text{g C} \cdot \dfrac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}} = 4{,}35\ \text{mol C} \\ 13{,}0\ \text{g H} \cdot \dfrac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}} = 13{,}0\ \text{mol H} \\ 34{,}8\ \text{g O} \cdot \dfrac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 2{,}18\ \text{mol O} \end{array}\right\} \rightarrow \left\{\begin{array}{l} \dfrac{4{,}35\ \text{mol C}}{2{,}18\ \text{mol O}} = 2\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol O}} \\ \dfrac{13{,}0\ \text{mol H}}{2{,}18\ \text{mol O}} = 6\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol O}} \end{array}\right\} \rightarrow \quad (C_2H_6O)_n$$

b) De acuerdo con el concepto de molalidad se puede conocer la masa molar del disolvente y, a partir de este dato y la fórmula empírica, se puede establecer la fórmula molecular:

$$\frac{1{,}00\ \text{mol soluto}}{99{,}0\ \text{mol disolvente}} \cdot \frac{1\ \text{mol disolvente}}{M\ \text{g disolvente}} \cdot \frac{10^3\ \text{g disolvente}}{1\ \text{kg disolvente}} = 0{,}219\ \text{mol kg}^{-1}$$

Se obtiene, $M = 46{,}1\ \text{g mol}^{-1}$.

Con la masa molar se puede obtener la fórmula molecular:

$$46{,}1\ \text{g disolvente} = n\left(2\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}} + 6\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}} + 1\ \text{mol O} \cdot \frac{16{,}0\ \text{g O}}{1\ \text{mol O}}\right) \rightarrow n = 1$$

La fórmula molecular obtenida para el disolvente es C_2H_6O.

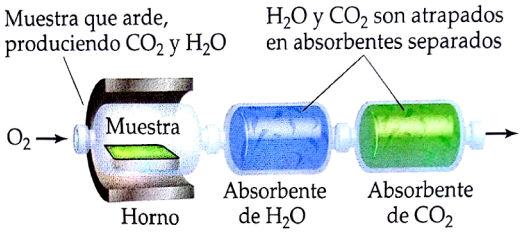
De acuerdo con la ley de Raoult (1882), la presión de vapor del disolvente, suponiendo que se trata de una mezcla binaria, se calcula de acuerdo con la ecuación:

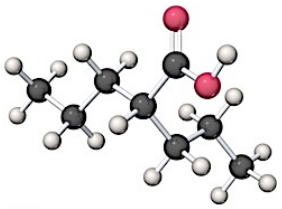
$$p = p^\circ\, x_\text{d} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} p = \text{presión de vapor de la disolución} \\ p^\circ = \text{presión de vapor del disolvente puro} \\ x_\text{d} = \text{fracción molar del disolvente puro} \end{cases}$$

Sustituyendo en la expresión anterior:

$$p = 4{,}23{\cdot}10^{-2}\ \text{atm} \cdot \frac{1{,}013{\cdot}10^5\ \text{Pa}}{1\ \text{atm}} \cdot \frac{99{,}0\ \text{mol disolvente}}{(1{,}00\ \text{mol soluto} + 99{,}0\ \text{mol disolvente})} = 4{,}24{\cdot}10^3\ \text{Pa}$$

3.68. El denominado ácido valproico es un fármaco utilizado para prevenir las convulsiones asociadas a la epilepsia, se compone de carbono, hidrógeno y oxígeno. Una muestra de 0,165 g se quema en un horno como el que muestra la figura adjunta. El agua y el dióxido de carbono producidos en la reacción de combustión son atrapados por los absorbentes dispuestos al efecto. El aumento de la masa del absorbente de H_2O es 0,165 g, mientras que el absorbente de CO_2 es 0,403 g.





a) Deduzca, a partir de la información anterior, la fórmula empírica del ácido valproico.

b) La fórmula empírica que ha determinado, ¿es congruente con el modelo molecular que se muestra? Escriba la fórmula molecular.

Nota. Las bolas blancas representan átomos de hidrógeno, las negras representan carbono y las rojas oxígeno.

(Preselección Valencia 2019)

a) El carbono contenido en el ácido valproico se determina en forma de CO_2.

$$0{,}403\ \text{g}\ CO_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{g}\ CO_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 9{,}16\cdot10^{-3}\ \text{mol C}$$

▪ El hidrógeno contenido en el ácido valproico se determina en forma de H_2O:

$$0{,}165\ \text{g}\ H_2O \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O} = 1{,}83\cdot10^{-2}\ \text{mol H}$$

▪ El oxígeno contenido en el ácido valproico se determina por diferencia:

$$0{,}165\ \text{g HA} - \left(9{,}16\cdot10^{-3}\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}} + 1{,}83\cdot10^{-2}\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)\ \text{g O} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 2{,}30\cdot10^{-3}\ \text{mol O}$$

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla del ácido valproico.

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{9{,}16\cdot10^{-3}\ \text{mol C}}{2{,}30\cdot10^{-3}\ \text{mol O}} = 4\,\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol O}} \\[2ex] \dfrac{1{,}83\cdot10^{-2}\ \text{mol H}}{2{,}30\cdot10^{-3}\ \text{mol O}} = 8\,\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol O}} \end{array}\right\} \rightarrow \text{fórmula empírica: } (C_4H_8O)_n$$

b) Contando los átomos de la fórmula propuesta se obtiene que la fórmula molecular o verdadera del ácido valproico es $C_8H_{16}O_2$, de donde se obtiene que $n = 2$, por tanto, la fórmula propuesta es congruente con la fórmula empírica obtenida.

3.69. El indio tiene muchas aplicaciones como la fabricación de semiconductores y células fotovoltaicas, pero, sin duda, la partida más importante de demanda de indio es la pantalla plana LCD. Al calentar óxido de indio(III) a 700 °C en aire, su masa disminuye en un 11,5 %. Calcule e indique que compuesto se forma.

(Galicia 2019)

La masa de indio contenida en 100 g de In_2O_3 es:

$$100\ \text{g}\ In_2O_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ In_2O_3}{277{,}6\ \text{g}\ In_2O_3} \cdot \frac{2\ \text{mol In}}{1\ \text{mol}\ In_2O_3} \cdot \frac{114{,}8\ \text{g In}}{1\ \text{mol In}} = 82{,}7\ \text{g In}$$

El calentamiento de este óxido hace que se pierda un 11,5 % de su masa:

$$100\ \text{g}\ In_2O_3 \cdot \frac{(100 - 11{,}5)\ \text{g}\ In_2O_y\ \text{(final)}}{100\ \text{g}\ In_2O_3\ \text{(inicial)}} = 88{,}5\ \text{g}\ In_2O_y$$

Como la masa perdida corresponde al oxígeno, la masa de este que permanece en el óxido después del calentamiento es:

$$88{,}5\text{ g }In_2O_3 - 82{,}7\text{ g In} = 5{,}80\text{ g O}$$

La relación molar entre estas dos cantidades proporciona la fórmula del nuevo óxido de indio formado:

$$\frac{82{,}7\text{ g In}}{5{,}80\text{ g O}}\cdot\frac{1\text{ mol In}}{114{,}8\text{ g In}}\cdot\frac{16{,}0\text{ g O}}{1\text{ mol O}} = 2\frac{\text{mol In}}{\text{mol O}} \quad \rightarrow \quad \text{fórmula empírica: } In_2O$$

De acuerdo con la fórmula obtenida, el compuesto formado es el óxido de indio(I).

3.70. El término "alumbre" se refiere a una clase de compuestos químicos cuya fórmula general es $\alpha\beta(SO_4)_2{\cdot}12H_2O$, donde α y β son metales diferentes.
Se calientan 20,000 g de muestra de alumbre para separar el agua y el residuo anhidro pesa 11,126 g. El residuo se trató con un exceso de NaOH que precipitó todo β como $\beta(OH)_3$ con una masa de 4,384 g.
Calcule la masa molar de dicho alumbre, así como la identidad de los metales α y β y la fórmula del alumbre.

(Castilla y León 2019)

El hidrato propuesto está constituido por las siguientes cantidades:

$$\text{Hidrato A} \rightarrow \begin{cases} 11{,}126\text{ g sal anhidra} \\ (20{,}000 - 11{,}126)\text{ g }H_2O = 8{,}874\text{ g }H_2O \end{cases}$$

La relación entre ambas cantidades permite obtener la suma de las masas molares de los metales que forman parte del alumbre:

$$11{,}126\text{ g sal}\cdot\frac{1\text{ mol sal}}{(M_\alpha + M_\beta + 192{,}2)\text{ g sal}}\cdot\frac{12\text{ mol }H_2O}{1\text{ mol sal}}\cdot\frac{18{,}0\text{ g }H_2O}{1\text{ mol }H_2O} = 8{,}874\text{ g }H_2O$$

Se obtiene que, $M_\alpha + M_\beta = 78{,}62$ g.

Relacionando las cantidades de H_2O y sulfato se obtienen las de cada uno de los metales:

$$8{,}874\text{ g }H_2O\cdot\frac{1\text{ mol }H_2O}{18{,}0\text{ g }H_2O}\cdot\frac{2\text{ mol }SO_4^{2-}}{12\text{ mol }H_2O}\cdot\frac{1\text{ mol α (β)}}{2\text{ mol }SO_4^{2-}} = 0{,}0411\text{ mol α (β)}$$

Relacionando la cantidad de β con la de $\beta(OH)_3$ que se forma por reacción con NaOH se obtiene M_β:

$$0{,}0411\text{ mol β}\cdot\frac{1\text{ mol }\beta(OH)_3}{1\text{ mol β}}\cdot\frac{(M_\beta + 51{,}0)\text{ g }\beta(OH)_3}{1\text{ mol }\beta(OH)_3} = 4{,}384\text{ g }\beta(OH)_3 \quad \rightarrow \quad M_\beta = 55{,}67\text{ g mol}^{-1}$$

A partir de la ecuación obtenida anteriormente, el valor de M_α es:

$$M_\alpha = (78{,}62 - 55{,}67) = 22{,}95\text{ g mol}^{-1}$$

Consultando la tabla periódica se observa que esas masas corresponden a los elementos Fe (β) y Na (α).

La fórmula del alumbre es $NaFe(SO_4)_2{\cdot}12H_2O$ y su masa molar es, $M = 486{,}82\text{ g mol}^{-1}$.

3.71. La cafeína es un estimulante metabólico y del sistema nervioso central, y es usada tanto recreacionalmente como médicamente para reducir la fatiga física y restaurar el estado de alerta mental en los casos en los que exista una inusual debilidad o aletargamiento. Se encuentra en el café, en el té y en ciertas bebidas refrescantes y energéticas. Se conoce que su composición porcentual en masa es: 49,48 % de C; 5,15 % de H; 28,87 % de N y 16,50 % de O. Si la masa molar de la cafeína está comprendida entre 150 y 200 g mol^{-1}:
a) Determine su fórmula molecular.
b) Calcule la molalidad de cafeína en una taza de café (25,0 mL) si contiene un 0,200 % en masa de cafeína y su densidad es 1,05 g mL^{-1}.

(Murcia 2020)

a) Tomando una base de cálculo de 100 g de cafeína y relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con los del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left.\begin{array}{l} 49{,}48\ \text{g C}\cdot\dfrac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}}=4{,}12\ \text{mol C} \\ 5{,}15\ \text{g H}\cdot\dfrac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}}=5{,}2\ \text{mol H} \\ 28{,}87\ \text{g N}\cdot\dfrac{1\ \text{mol N}}{14{,}0\ \text{g N}}=2{,}06\ \text{mol N} \\ 16{,}5\ \text{g O}\cdot\dfrac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}}=1{,}03\ \text{mol O} \end{array}\right\} \rightarrow \left\{\begin{array}{l} \dfrac{4{,}12\ \text{mol C}}{1{,}03\ \text{mol O}}=4\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol O}} \\ \dfrac{5{,}2\ \text{mol H}}{1{,}03\ \text{mol O}}=5\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol O}} \\ \dfrac{2{,}06\ \text{mol N}}{1{,}03\ \text{mol O}}=2\dfrac{\text{mol N}}{\text{mol O}} \end{array}\right\} \rightarrow \text{F. empírica: } \text{C}_4\text{H}_5\text{N}_2\text{O}$$

La masa molar del compuesto más sencillo es:

$$M=\left(4\ \text{mol C}\cdot\frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right)+\left(5\ \text{mol H}\cdot\frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)+\left(2\ \text{mol N}\cdot\frac{14{,}0\ \text{g N}}{1\ \text{mol N}}\right)+\left(1\ \text{mol O}\cdot\frac{16{,}0\ \text{g O}}{1\ \text{mol O}}\right)=97{,}0\ \text{g}$$

Como la masa molar de la cafeína debe estar comprendida entre 150 y 200, esta debe ser 194 g mol^{-1}, el doble del valor calculado. Por tanto, la fórmula molecular que se obtiene es $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$.

b) Considerando que el café está solo formado por cafeína y agua, las masas de cafeína y de agua contenidas en una taza de café de 25,0 mL son:

$$25{,}0\ \text{mL café}\cdot\frac{1{,}05\ \text{g café}}{1\ \text{mL café}}=26{,}3\ \text{g café} \quad\rightarrow\quad \left\{\begin{array}{l} 26{,}3\ \text{g café}\cdot\dfrac{0{,}200\ \text{g C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2}{100\ \text{g café}}=0{,}0525\ \text{g C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2 \\ 26{,}3\ \text{g café}-0{,}0525\ \text{g C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2=26{,}2\ \text{g H}_2\text{O} \end{array}\right.$$

La molalidad de la cafeína en el café es:

$$\frac{0{,}0525\ \text{g C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2}{26{,}2\ \text{g H}_2\text{O}}\cdot\frac{1\ \text{mol C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2}{194{,}0\ \text{g C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2}\cdot\frac{10^3\ \text{g H}_2\text{O}}{1\ \text{kg H}_2\text{O}}=0{,}0103\ \text{mol kg}^{-1}$$

3.72. La Mercromina es un tradicional antiséptico dermatológico empleado en España desde 1935 para la desinfección de heridas superficiales, quemaduras y rozaduras y muy popular por su característico color rojo. Su principio activo es la merbromina, un compuesto organomercúrico cuya fórmula es $C_{20}H_8O_6HgBr_xNa_y$. La formulación que se vende en las farmacias contiene un 2 % de merbromina y el resto es una mezcla de agua y otros excipientes.



La Mercromina llegó a convertirse en un icono de la clase media española, como Nivea, Filvit, el vaso de Nocilla, las pipas Churruca, las canicas, las calcomanías o los calcetines blancos con dos rayas. Tanto fue así, que uno de los nombres populares con los que se conoce a la generación del baby boom, es la Generación Mercromina.

Se analizó una muestra de 50,00 mg de merbromina, obteniéndose la siguiente información:

- **Se encontró que contenía 13,37 mg de mercurio.**
- **Todo el bromo de la muestra se separó en forma de bromuro de plata, obteniéndose 25,02 mg de dicha sal.**

a) Determine la masa molar de la merbromina.

b) Determine los valores de "x" e "y" y escriba la fórmula molecular.

(Preselección Valencia 2020)

a) Relacionando las cantidades de mercurio y merbromina (MB) se puede obtener la masa molar de esta:

$$13{,}37\ \text{mg Hg} \cdot \frac{1\ \text{mmol Hg}}{200{,}6\ \text{mg Hg}} \cdot \frac{1\ \text{mmol MB}}{1\ \text{mmol Hg}} \cdot \frac{M\ \text{mg MB}}{1\ \text{mmol MB}} = 50{,}00\ \text{mg MB}$$

Se obtiene, $M = 750{,}2\ \text{mg mol}^{-1}$.

b) Relacionando las cantidades de AgBr y merbromina (MB) se puede obtener x, la cantidad de bromo contenida en esta:

$$\frac{25{,}02\ \text{mg AgBr}}{50{,}00\ \text{mg MB}} \cdot \frac{1\ \text{mmol AgBr}}{187{,}8\ \text{mg AgBr}} \cdot \frac{1\ \text{mmol MB}}{1\ \text{mmol AgBr}} \cdot \frac{750{,}2\ \text{mg MB}}{1\ \text{mmol MB}} = 2\,\frac{\text{mmol Br}}{\text{mmol MB}}$$

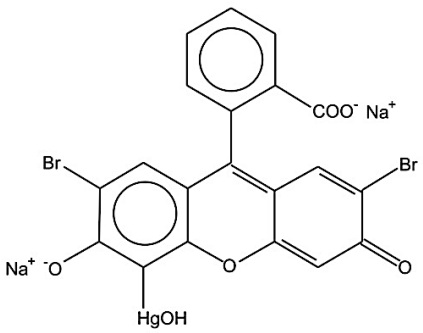
Conocidas las cantidades de todas las sustancias contenidas en un mmol merbromina excepto y, la de Na, se puede determinar esta última:

$$750{,}2\ \text{mg MB} - \left(20\ \text{mmol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{mg C}}{1\ \text{mmol C}}\right) - \left(8\ \text{mmol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{mg H}}{1\ \text{mmol H}}\right) - \left(6\ \text{mmol O} \cdot \frac{16{,}0\ \text{mg O}}{1\ \text{mmol O}}\right) -$$
$$- \left(1\ \text{mmol Hg} \cdot \frac{200{,}6\ \text{mg Hg}}{1\ \text{mmol Hg}}\right) - \left(2\ \text{mmol Br} \cdot \frac{79{,}9\ \text{mg Br}}{1\ \text{mmol Br}}\right) = 45{,}8\ \text{mg Na}$$

Relacionando Na con merbromina:

$$\frac{45{,}8\ \text{mg Na}}{1\ \text{mmol MB}} \cdot \frac{1\ \text{mmol Na}}{23{,}0\ \text{mg Na}} = 2\,\frac{\text{mmol Na}}{\text{mmol MB}}$$

La fórmula molecular que se obtiene para la merbromina es $C_{20}H_8O_6HgBr_2Na_2$.



3.73. Las explosiones químicas se caracterizan por la liberación instantánea de grandes cantidades de gases calientes que generan una onda de choque de enorme presión y velocidad. Por ejemplo, la explosión de nitroglicerina, $C_3H_5N_3O_9$, libera cuatro gases, A, B, C y D, según la reacción:

$$n\ C_3H_5N_3O_9(l) \rightarrow a\ A(g) + b\ B(g) + c\ C(g) + d\ D(g)$$

Suponga que la explosión de un mol (227 g) de nitroglicerina libera gases con temperatura de 1.950 °C y volumen de 1.323 L a 1,00 atm de presión.

a) ¿Cuántos moles de gas caliente se liberan por la explosión de 0,908 g de nitroglicerina?

b) Cuando los productos liberados por la explosión de 0,908 g de nitroglicerina se colocaron en un matraz de 500,0 mL y este se enfrió a –10 °C, el producto A se solidificó y la presión en el interior del matraz fue de 623 mmHg. ¿Cuántos moles de A estaban presentes y cuál es su identidad probable?

c) Cuando los gases B, C y D se pasaron a través de un tubo de Li_2O pulverizado, el gas B reaccionó para formar Li_2CO_3. Se capturaron los gases remanentes C y D en otro matraz de 500,0 mL y se encontró que tenían una presión de 260 mmHg a 25 °C. ¿Cuántos moles de B estaban presentes y cuál es su identidad probable?

d) Cuando se pasaron los gases C y D a través de un tubo caliente de cobre pulverizado, el gas C reaccionó para formar CuO. El gas remanente, D, se capturó en un tercer matraz de 500,0 mL y se encontró que tenía una masa de 0,168 g y una presión de 223 mmHg a 25 °C. ¿Cuántos moles de C y D estaban presentes y cuáles son sus identidades probables?

e) Escriba una ecuación ajustada para la explosión de la nitroglicerina.

(Castilla y León 2020)

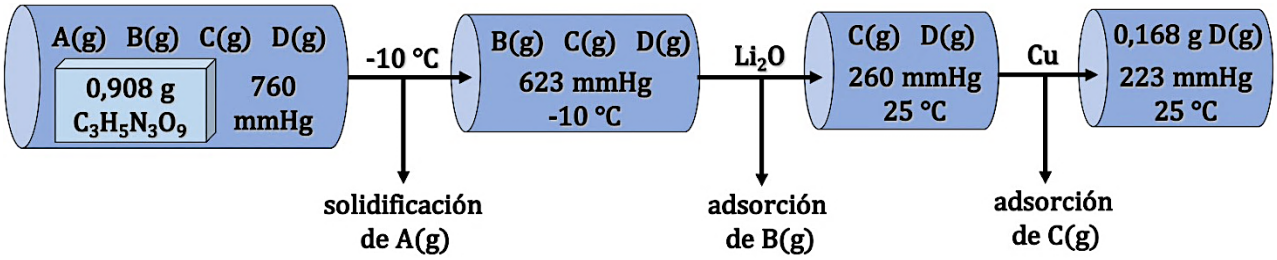
a) Considerando comportamiento ideal, la cantidad de gas liberado en la explosión de un mol de nitroglicerina en las condiciones propuestas es:

$$n_{total} = \frac{1\ atm \cdot 1.323\ L}{(0{,}08206\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot (1.950 + 273{,}15)\ K} = 7{,}26\ mol\ gas$$

Relacionando la muestra de $C_3H_5N_3O_9$ que se hace explotar con la cantidad anterior se obtiene la cantidad total de gases A, B, C y D liberados en la explosión:

$$n_{total} = 0{,}908\ g\ C_3H_5N_3O_9 \cdot \frac{1\ mol\ C_3H_5N_3O_9}{227\ g\ C_3H_5N_3O_9} \cdot \frac{7{,}26\ mol\ gas}{1\ mol\ C_3H_5N_3O_9} = 0{,}0290\ mol\ gas$$

Un esquema correspondiente al proceso de adsorción de los diferentes gases es:



b) Si la sustancia A(g) solidifica al bajar la temperatura hasta –10 °C quiere decir que se trata de H_2O.

La presión de la mezcla gaseosa después de condensar A permite calcular la cantidad que queda de los gases B, C y D. Considerando comportamiento ideal:

$$n_{B,\,C,\,D} = \frac{623\ mmHg \cdot 500{,}0\ mL}{(0{,}08206\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot (273{,}15 - 10)\ K} \cdot \frac{1\ atm}{760\ mmHg} \cdot \frac{1\ L}{10^3\ mL} = 0{,}0190\ mol\ B,\ C\ y\ D$$

La diferencia entre la cantidad inicial de gases y después de condensar A permite obtener la cantidad de este:

$$n_A = (0{,}0290 - 0{,}0190)\ mol = 0{,}0100\ mol\ A$$

c) Si la sustancia B(g) es adsorbida al pasar a través $Li_2O(s)$ quiere decir que se trata de CO_2 que reacciona de acuerdo con la reacción que muestra la siguiente ecuación ajustada:

$$Li_2O(s) + CO_2(g) \rightarrow Li_2CO_3(s)$$

La presión de la mezcla gaseosa después de ser adsorbido B permite calcular la cantidad que queda de los gases C y D. Considerando comportamiento ideal:

$$n_{C,\,D} = \frac{260\ \text{mmHg} \cdot 500{,}0\ \text{mL}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} \cdot \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} = 7{,}00{\cdot}10^{-3}\ \text{mol C y D}$$

La diferencia entre la cantidad después de condensar A y después de ser adsorbido B permite obtener la cantidad de este:

$$n_B = (0{,}0190 - 7{,}00{\cdot}10^{-3})\ \text{mol} = 0{,}0120\ \text{mol B}$$

d) Si la sustancia C(g) es adsorbida al pasar a través Cu(s) quiere decir que se trata de O_2 que reacciona de acuerdo con la reacción que muestra la siguiente ecuación ajustada:

$$\text{Cu(s)} + \tfrac{1}{2}\ \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CuO(s)}$$

La presión de la mezcla gaseosa después de ser adsorbido C permite calcular la cantidad que queda del gas D. Considerando comportamiento ideal:

$$n_D = \frac{223\ \text{mmHg} \cdot 500{,}0\ \text{mL}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} \cdot \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} = 6{,}00{\cdot}10^{-3}\ \text{mol D}$$

La diferencia entre la cantidad después de condensar B y después de ser adsorbido C permite obtener la cantidad de este:

$$n_C = (7{,}00{\cdot}10^{-3} - 6{,}00{\cdot}10^{-3})\ \text{mol} = 1{,}00{\cdot}10^{-3}\ \text{mol C}$$

El descenso de presión que se registra al ser adsorbido C permite calcular la cantidad de esta sustancia liberada en la explosión de la muestra de nitroglicerina. Considerando comportamiento ideal:

$$n_C = \frac{(260 - 223)\ \text{mmHg} \cdot 500{,}0\ \text{mL}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} \cdot \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} = 9{,}96{\cdot}10^{-4}\ \text{mol C}$$

La sustancia D(g) que queda al final del proceso y que no reacciona con nadie es un gas inerte y se trata de N_2.

La masa 0,168 g de D que queda en el recipiente final permite confirmar que se trata de N_2:

$$0{,}168\ \text{g N}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol N}_2}{28{,}0\ \text{g N}_2} = 6{,}00{\cdot}10^{-3}\ \text{mol N}_2$$

La ecuación química ajustada correspondiente a la explosión de la nitroglicerina es:

$$4\ \text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9\text{(l)} \rightarrow 10\ \text{H}_2\text{O(g)} + 12\ \text{CO}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} + 6\ \text{N}_2\text{(g)}$$

3.74. Al quemar 16,0 g de un ácido orgánico se obtienen 23,4 g de dióxido de carbono y 9,60 g de agua. Además, al disolver 1,21 g de dicho ácido en 250 mL de agua, se produce un descenso crioscópico de 0,100 °C. Determine:
a) La fórmula empírica y molecular del ácido orgánico.
b) Escriba un isómero de dicho ácido y nómbrelo.
c) Indique qué tipo de orbitales moleculares presentan los carbonos.

(Extremadura 2020)

a) Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del ácido orgánico (HA) a partir de su masa molar. Esta puede obtenerse a partir de la expresión que relaciona el descenso crioscópico de la disolución con la concentración molal de la misma, $\Delta T = K_f\, m$.

La masa molar es:

$$0{,}100\ °\text{C} = 1{,}86\,\frac{°\text{C kg}}{\text{mol}} \cdot \frac{1{,}21\ \text{g HA}}{250\ \text{mL H}_2\text{O}} \cdot \frac{1\ \text{mL H}_2\text{O}}{1{,}00\ \text{g H}_2\text{O}} \cdot \frac{10^3\ \text{g H}_2\text{O}}{1\ \text{kg H}_2\text{O}} \cdot \frac{1\ \text{mol HA}}{M\ \text{g HA}} \quad \rightarrow \quad M = 90{,}0\ \text{g mol}^{-1}$$

▪ El carbono contenido en el ácido orgánico se determina en forma de CO_2:

$$\frac{23{,}4\ \text{g CO}_2}{16{,}0\ \text{g HA}} \cdot \frac{1\ \text{mol CO}_2}{44{,}0\ \text{g CO}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CO}_2} \cdot \frac{90{,}0\ \text{g HA}}{1\ \text{mol HA}} = 3\,\frac{\text{mol C}}{\text{mol HA}}$$

▪ El hidrógeno contenido en el ácido orgánico se determina en forma de H_2O:

$$\frac{9{,}60\ \text{g}\ H_2O}{16{,}0\ \text{g HA}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O} \cdot \frac{90{,}0\ \text{g HA}}{1\ \text{mol HA}} = 6\ \frac{\text{mol H}}{\text{mol HA}}$$

▪ El oxígeno contenido en el ácido orgánico se determina por diferencia:

$$\frac{90{,}0\ \text{g HA} - \left(3\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}} + 6\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)}{1\ \text{mol HA}}\ \text{g O} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 3\ \frac{\text{mol O}}{\text{mol HA}}$$

La fórmula molecular obtenida es $C_3H_6O_3$ y, simplificando, la fórmula empírica o sencilla es $(CH_2O)_n$.

b) De acuerdo con la fórmula general de los hidrocarburos etilénicos, C_nH_{2n}, un compuesto con fórmula molecular $C_3H_6O_3$ tiene una única insaturación, el doble enlace del grupo carboxilo, y los diferentes isómeros ácidos posibles son:

$CH_2OH–CH_2–COOH$	$CH_3–CHOH–COOH$
ácido 1-hidroxipropanoico	ácido 2-hidroxipropanoico

c) Los orbitales moleculares que presentan cada uno de los átomos de carbono son:

▪ El átomo de carbono del grupo CH_3 o CH_2 presenta 4 orbitales híbridos sp^3, por lo que forma 4 orbitales moleculares σ.

▪ El átomo de carbono del grupo OH presenta 4 orbitales híbridos sp^3, por lo que forma 4 orbitales moleculares σ.

▪ El átomo de carbono del grupo COOH presenta 3 orbitales híbridos sp^2, por lo que forma 3 orbitales moleculares σ y otro π.

3.75. Un compuesto orgánico está formado por carbono, hidrógeno y oxígeno. Cuando se lleva a cabo la combustión completa de 0,219 g de este compuesto se obtienen 0,535 g de dióxido de carbono y 0,219 g de agua. Si se cogen 0,250 g de este compuesto en estado gaseoso, a una temperatura de 120,4 °C y a una presión de 1 atm, ocupan un volumen de 0,112 L.
a) Determine la fórmula empírica y molecular.
b) Formule y nombre cuatro compuestos, con diferente grupo funcional, que se ajusten a la fórmula molecular encontrada en el apartado anterior.

(Baleares 2020)

a) Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X y simplificando esta obtener la fórmula empírica. Suponiendo que en estado gaseoso existe comportamiento ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M = \frac{0{,}250\ \text{g} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (120{,}4 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm} \cdot 0{,}112\ \text{L}} = 72{,}0\ \text{g mol}^{-1}$$

▪ El carbono contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2.

$$\frac{0{,}535\ \text{g}\ CO_2}{0{,}219\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{g}\ CO_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2} \cdot \frac{72{,}0\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 4\ \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

▪ El hidrógeno contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{0{,}219\ \text{g}\ H_2O}{0{,}219\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O} \cdot \frac{72{,}0\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 8\ \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

▪ El oxígeno contenido en el compuesto X se determina por diferencia:

$$\frac{72{,}0\ \text{g X} - \left(4\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right) - \left(8\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)}{1\ \text{mol X}}\ \text{g O} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 1\ \frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera es C_4H_8O y, como no se puede simplificar, la empírica es la misma.

b) De acuerdo con la fórmula general de los hidrocarburos saturados, C_nH_{2n+2}, la fórmula general de los alcoholes saturados será $C_nH_{2n+2}O$, ya que un átomo de H se sustituye por un grupo OH. Para $n = 4$, la fórmula debería ser $C_4H_{10}O$, como se observa una diferencia de dos átomos de H entre la fórmula molecular obtenida y la del alcohol saturado, quiere decir que existe un doble enlace en la estructura, luego compuestos posibles podrían ser, entre otros, un aldehído o una cetona, o un alcohol o un éter insaturados. Las fórmulas estructurales de cuatro compuestos, con diferente grupo funcional, compatibles con esa fórmula son:

$CH_3CH_2CH_2CHO$
butanal

$CH_3COCH_2CH_3$
butanona

$CHOH{=}CHCH_2CH_3$
1-buten-1-ol

$CH_3CH_2OCH{=}CH_2$
etoxieteno

3.76. La delta-hexalactona es un producto que se utiliza en pequeñas cantidades como aditivo alimentario por su aroma frutal que recuerda al coco. Este compuesto contiene carbono, hidrógeno y oxígeno. En la combustión de una muestra de 171 mg de dicho compuesto se han producido 396 mg de CO_2 y 135 mg de H_2O. Cuando el producto se calienta a 112 °C en una cámara a una presión de 15,0 mmHg, se vaporiza generando un vapor cuya densidad en esas condiciones es 71,3 mg L^{-1}.
a) Deduzca la fórmula empírica de la delta-hexalactona.
b) Deduzca la fórmula molecular de la delta-hexalactona.

(Preselección Valencia 2021)

a) Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular de la hexalactona a partir de su masa molar. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como un gas ideal, la aplicación de la ecuación de estado permite obtener su masa molar:

$$M = \frac{71{,}3\ \text{mg L}^{-1} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (112 + 273{,}15)\ \text{K}}{15{,}0\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} \cdot \frac{1\ \text{g}}{10^3\ \text{mg}} = 114\ \text{g mol}^{-1}$$

- El carbono contenido en la hexalactona se determina en forma de CO_2:

$$\frac{396\ \text{mg CO}_2}{171\ \text{mg X}} \cdot \frac{1\ \text{g CO}_2}{10^3\ \text{mg CO}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol CO}_2}{44{,}0\ \text{g CO}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CO}_2} \cdot \frac{114\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} \cdot \frac{10^3\ \text{mg X}}{1\ \text{g X}} = 6\,\frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

- El hidrógeno contenido en la hexalactona se determina en forma de H_2O:

$$\frac{4{,}8\ \text{g H}_2\text{O}}{8{,}0\ \text{g AcL}} \cdot \frac{1\ \text{g H}_2\text{O}}{10^3\ \text{mg H}_2\text{O}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{114\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} \cdot \frac{10^3\ \text{mg X}}{1\ \text{g X}} = 10\,\frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

- El oxígeno contenido en la hexalactona se determina por diferencia:

$$\frac{114\ \text{g X} - \left(6\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}} + 10\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)}{1\ \text{mol X}}\ \text{g O} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 2\,\frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular obtenida es $C_6H_{10}O_2$ y, simplificando, la fórmula empírica o sencilla es $(C_3H_5O)_n$.

3.77. Un compuesto orgánico está formado únicamente por carbono, hidrógeno y oxígeno. Este último (en masa) representa un 22,2 % del mismo. Además, se ha determinado que cuando se lleva a cabo la combustión completa de 14,4 g de este compuesto, se obtienen 35,2 g de dióxido de carbono. Con estos datos:
a) Determine la fórmula empírica del compuesto.
b) Determine la fórmula molecular sabiendo que 36,0 g del compuesto contienen $3{,}011\cdot10^{23}$ moléculas.
c) Formule y nombre tres isómeros de función del compuesto encontrado.

(Baleares 2021)

a-b) Para evitar errores de redondeo resulta más útil determinar primero la fórmula molecular del compuesto X y simplificando esta obtener la fórmula empírica.

Relacionando la masa y el número de moléculas de sustancia X se obtiene la masa molar de esta:

$$\frac{36{,}0\text{ g X}}{3{,}011\cdot10^{23}\text{ moléculas X}}\cdot\frac{6{,}022\cdot10^{23}\text{ moléculas X}}{1\text{ mol X}}=72{,}0\text{ g mol}^{-1}$$

- El carbono contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2.

$$\frac{35{,}2\text{ g }CO_2}{14{,}4\text{ g X}}\cdot\frac{1\text{ mol }CO_2}{44{,}0\text{ g }CO_2}\cdot\frac{1\text{ mol C}}{1\text{ mol }CO_2}\cdot\frac{72{,}0\text{ g X}}{1\text{ mol X}}=4\frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

- El oxígeno contenido en el compuesto X:

$$\frac{22{,}0\text{ g O}}{100\text{ g X}}\cdot\frac{1\text{ mol O}}{16{,}0\text{ g O}}\cdot\frac{72{,}0\text{ g X}}{1\text{ mol X}}=1\frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

- El hidrógeno contenido en el compuesto X se determina por diferencia.

$$\frac{72{,}0\text{ g X}-\left(4\text{ mol C}\cdot\frac{12{,}0\text{ g C}}{1\text{ mol C}}\right)-\left(1\text{ mol O}\cdot\frac{16{,}0\text{ g O}}{1\text{ mol O}}\right)}{1\text{ mol A}}\text{ g H}\cdot\frac{1\text{ mol H}}{1{,}0\text{ g H}}=8\frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular obtenida es C_4H_8O y, como no se puede simplificar, la fórmula empírica es la misma.

c) A la vista de la fórmula molecular y comparándola con la del hidrocarburo saturado de cuatro carbonos, C_4H_{10}, se deduce que el compuesto debe presentar una insaturación, por tanto, si contiene un único átomo de oxígeno los compuestos más corrientes posibles, deben ser aldehídos y cetonas o alcoholes y éteres insaturados.

Tres isómeros que se ajusten a la fórmula molecular obtenida podrían ser:

$CH_3–CH_2–CH_2–CHO$	butanal
$CH_3–CO–CH_2–CH_3$	butan-2-ona
$CHOH=CH–CH_2–CH_3$	1-buten-1-ol

3.78. La dieldrina es un insecticida que se utilizó en agricultura, entre 1950 y 1970, como sustituto del DDT. Al igual que este, se trata de un contaminante orgánico persistente por lo que se dejó de utilizar por su toxicidad para la salud y su bioacumulación en la cadena trófica.
La molécula contiene carbono, hidrógeno, oxígeno y cloro. La combustión completa de una muestra de 1,5100 g produce 2,0919 g de CO_2 y 0,2855 g de H_2O. La masa molecular del compuesto es 381,2 y el número de átomos de cloro es la mitad que los átomos de carbono.
Determine las fórmulas empírica y molecular de la dieldrina.

(Preselección Valencia 2022)

- El carbono contenido en la dieldrina (X) se determina en forma de CO_2.

$$\frac{2{,}0919\text{ g }CO_2}{1{,}5100\text{ g X}}\cdot\frac{1\text{ mol }CO_2}{44{,}0\text{ g }CO_2}\cdot\frac{1\text{ mol C}}{1\text{ mol }CO_2}\cdot\frac{381{,}2\text{ g X}}{1\text{ mol X}}=12\frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}\rightarrow6\frac{\text{mol Cl}}{\text{mol X}}$$

▪ El hidrógeno contenido en la dieldrina (X) se determina en forma de H_2O:

$$\frac{0{,}2855\ \text{g}\ H_2O}{1{,}5100\ \text{g X}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}\cdot\frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O}\cdot\frac{381{,}2\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}}=8\frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

▪ El oxígeno contenido en la dieldrina (X) se determina por diferencia:

$$\frac{381{,}2\ \text{g X}-\left(12\ \text{mol C}\cdot\frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right)-\left(8\ \text{mol H}\cdot\frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)-\left(6\ \text{mol Cl}\cdot\frac{35{,}5\ \text{g Cl}}{1\ \text{mol Cl}}\right)}{1\ \text{mol X}}\text{g O}\cdot\frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}}=1\frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera es $C_{12}Cl_6H_8O$. Como la fórmula anterior no se puede simplificar la fórmula empírica es la misma.

3.79. El para-cresol (p-cresol) es un compuesto de naturaleza orgánica que se utiliza como a desinfectante y también en la fabricación de herbicidas. Este compuesto está formado únicamente por carbono, hidrógeno y oxígeno, y cuando se realiza la combustión de una muestra de 0,364 g de p-cresol se producen 1,039 g de CO_2 y 0,243 g de H_2O.



a) Calcule la composición centesimal del p-cresol (en masa).

b) Determine su fórmula empírica.

c) Si se conoce que la masa molecular del p-cresol es de 108,1; determine su fórmula molecular.

d) Proponga una estructura química para el p-cresol conociendo que contiene un anillo bencénico. ¿Cuál es el nombre de este compuesto según la IUPAC?

e) Formule y nombre dos isómeros estructurales del p-cresol.

(Baleares 2022)

a) Teniendo en cuenta que en la combustión del p-cresol todo el carbono se transforma en CO_2 y el hidrógeno en H_2O, su composición centesimal es:

$$\frac{1{,}039\ \text{g}\ CO_2}{0{,}364\ \text{g p-cresol}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}\cdot\frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2}\cdot\frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\cdot 100=77{,}8\ \%\ \text{C}$$

$$\frac{0{,}243\ \text{g}\ H_2O}{0{,}364\ \text{g p-cresol}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}\cdot\frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O}\cdot\frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\cdot 100=7{,}5\ \%\ \text{H}$$

El oxígeno contenido en el p-cresol se calcula por diferencia:

$$100\ \%\ \text{p-cresol}-(77{,}8\ \%\ \text{C}+7{,}5\ \%\ \text{H})=14{,}7\ \%\ \text{O}$$

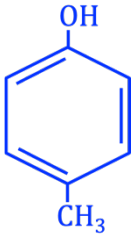
b-c) Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del p-cresol a partir de su masa molar.

$$\frac{77{,}8\ \text{g C}}{100\ \text{g p-cresol}}\cdot\frac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}}\cdot\frac{108{,}1\ \text{g p-cresol}}{1\ \text{mol p-cresol}}=7\frac{\text{mol C}}{\text{mol p-cresol}}$$

$$\frac{7{,}5\ \text{g H}}{100\ \text{g p-cresol}}\cdot\frac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}}\cdot\frac{108{,}1\ \text{g p-cresol}}{1\ \text{mol p-cresol}}=8\frac{\text{mol H}}{\text{mol p-cresol}}$$

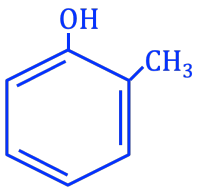
$$\frac{14{,}7\ \text{g O}}{100\ \text{g p-cresol}}\cdot\frac{1\ \text{mol C}}{16{,}0\ \text{g O}}\cdot\frac{108{,}1\ \text{g p-cresol}}{1\ \text{mol p-cresol}}=1\frac{\text{mol O}}{\text{mol p-cresol}}$$

La fórmula molecular o verdadera es C_7H_8O y, como no se puede simplificar, coincide con la fórmula empírica.



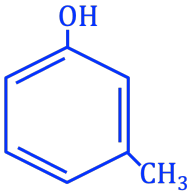
d) De acuerdo con la fórmula molecular obtenida y teniendo en cuenta que p-cresol tiene un anillo bencénico en su estructura, este debe llevar unidos un grupo metilo, $-CH_3$, y un grupo hidroxilo, –OH, en posiciones 1 y 4 (para), por lo que el nombre IUPAC es 4-metilfenol o 1-hidroxi-4-metilbenceno y su fórmula estructural es:

e) Dos isómeros del p-cresol compatibles con la fórmula molecular obtenida son:



2-metilfenol o

o-cresol



3-metilfenol

m-cresol

3.80. Un compuesto A empleado antiguamente como anestésico, presenta la siguiente composición centesimal: 68,18 % de C; 13,64 % de H y 18,18 % de O. En forma de gas, 2,00 g de dicho compuesto medidos a 500 °C y 1 atm ocupan un volumen de 1,44 L. Sabiendo que dicho compuesto presenta isomería óptica y se deshidrata dando un alqueno, nómbrelo y determine su estructura.

(Canarias 2022)

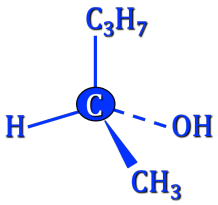
Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular directamente la fórmula molecular del compuesto A. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M = \frac{2{,}00\ \text{g} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (500 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm} \cdot 1{,}44\ \text{L}} = 88{,}1\ \text{g mol}^{-1}$$

Para obtener la fórmula molecular se relacionan los moles de átomos de cada elemento con la masa molar del compuesto X:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{68{,}18\ \text{g C}}{100\ \text{g A}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}} \cdot \dfrac{88{,}1\ \text{g A}}{1\ \text{mol A}} = 5\ \dfrac{\text{mol C}}{\text{mol A}} \\ \dfrac{13{,}64\ \text{g H}}{100\ \text{g A}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}} \cdot \dfrac{88{,}1\ \text{g A}}{1\ \text{mol A}} = 8\ \dfrac{\text{mol H}}{\text{mol A}} \\ \dfrac{18{,}18\ \text{g O}}{100\ \text{g A}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} \cdot \dfrac{88{,}1\ \text{g A}}{1\ \text{mol A}} = 2\ \dfrac{\text{mol O}}{\text{mol A}} \end{array}\right\} \rightarrow \quad \text{fórmula molecular: } C_5H_{12}O$$

Si la deshidratación del compuesto A produce un alqueno quiere decir que A es un alcohol secundario y presenta un isómero ópticamente activo es que tiene un carbono asimétrico (quiral), por tanto, se trata del pentan-2-ol y su estructura es:



3.81. Cierto compuesto orgánico solo contiene carbono, hidrógeno, oxígeno y azufre. La combustión de 93,30 mg de dicho compuesto origina 195,30 mg de CO_2 y 39,97 mg de H_2O. Por otro lado, mediante el tratamiento adecuado de 110,50 mg de dicho compuesto se obtiene un precipitado de 204,40 mg de $BaSO_4$. Determine la fórmula empírica de este compuesto orgánico.

(Preselección Valencia 2023)

▪ El carbono contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2:

$$195{,}3\ \text{mg CO}_2 \cdot \frac{1\ \text{mmol CO}_2}{44{,}01\ \text{mg CO}_2} \cdot \frac{1\ \text{mmol C}}{1\ \text{mmol CO}_2} = 4{,}439\ \text{mmol C}$$

▪ El hidrógeno contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

$$39{,}97\ \text{mg}\ H_2O \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ H_2O}{18{,}02\ \text{mg}\ H_2O} \cdot \frac{2\ \text{mmol H}}{1\ \text{mmol}\ H_2O} = 4{,}441\ \text{mmol H}$$

▪ El azufre contenido en el compuesto X se determina en forma de $BaSO_4$:

$$204{,}40\ \text{mg}\ BaSO_4 \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ BaSO_4}{233{,}39\ \text{mg}\ BaSO_4} \cdot \frac{1\ \text{mmol S}}{1\ \text{mmol}\ BaSO_4} = 0{,}8757\ \text{mmol S}$$

Como el azufre se ha obtenido en otra muestra distinta es necesario relacionarlo con la muestra en la que se han determinado carbono e hidrógeno:

$$93{,}30\ \text{mg muestra} \cdot \frac{0{,}8757\ \text{mmol S}}{110{,}50\ \text{mg muestra}} = 0{,}7394\ \text{mmol S}$$

▪ El oxígeno contenido en el compuesto X se determina por diferencia:

$$93{,}30\ \text{mg X} - \left\{\begin{array}{l} 4{,}439\ \text{mmol C} \cdot \dfrac{12{,}01\ \text{mg C}}{1\ \text{mmol C}} = 53{,}31\ \text{mg C} \\ 4{,}441\ \text{mmol H} \cdot \dfrac{1{,}008\ \text{mg H}}{1\ \text{mmol H}} = 4{,}477\ \text{mg H} \\ 0{,}7394\ \text{mmol S} \cdot \dfrac{32{,}07\ \text{mg S}}{1\ \text{mmol S}} = 23{,}71\ \text{mg S} \end{array}\right\} \text{mg O} \cdot \frac{1\ \text{mmol O}}{16{,}00\ \text{mg O}} = 0{,}7375\ \text{mmol O}$$

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con los del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{4{,}439\ \text{mmol C}}{0{,}7375\ \text{mmol O}} = \dfrac{6\ \text{mmol C}}{1\ \text{mmol O}} \\ \dfrac{4{,}441\ \text{mmol H}}{0{,}7375\ \text{mmol O}} = \dfrac{6\ \text{mmol H}}{1\ \text{mmol O}} \\ \dfrac{0{,}7394\ \text{mmol S}}{0{,}7375\ \text{mmol O}} = \dfrac{1\ \text{mmol S}}{1\ \text{mmol O}} \end{array}\right\} \rightarrow \text{fórmula empírica: } C_6H_6OS$$

3.82. Un compuesto orgánico A está constituido por carbono, hidrógeno y oxígeno y presenta uma masa molecular de 60. Sabiendo que la combustión de 0,4356 g de A produce 0,958 g de dióxido de carbono y 0,5218 g de agua se pide:
a) La composición centesimal y la fórmula molecular de A.
b) Las fórmulas correspondientes a los posibles isómeros.

(Canarias 2023)

a) Teniendo en cuenta que en la combustión del compuesto A todo el carbono se transforma en CO_2 y el hidrógeno en H_2O, su composición centesimal es:

$$\frac{0{,}958\ \text{g}\ CO_2}{0{,}4356\ \text{g A}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{g}\ CO_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}} \cdot 100 = 60{,}0\ \%\ \text{C}$$

$$\frac{0{,}5218\ \text{g}\ H_2O}{0{,}4356\ \text{g A}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}} \cdot 100 = 13{,}3\ \%\ \text{H}$$

El oxígeno contenido en A se calcula por diferencia:

$$100\ \%\ \text{A} - (60{,}0\ \%\ \text{C} + 13{,}3\ \%\ \text{H}) = 26{,}7\ \%\ \text{O}$$

Para determinar la fórmula molecular a partir de la composición centesimal y la masa molar:

$$\frac{77{,}8\ \text{g C}}{100\ \text{g A}} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}} \cdot \frac{60\ \text{g A}}{1\ \text{mol A}} = 3\,\frac{\text{mol C}}{\text{mol A}}$$

$$\frac{13{,}3\ \text{g H}}{100\ \text{g A}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}} \cdot \frac{60\ \text{g A}}{1\ \text{mol A}} = 8\,\frac{\text{mol H}}{\text{mol A}}$$

$$\frac{26{,}7\ \text{g O}}{100\ \text{g A}} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{16{,}0\ \text{g O}} \cdot \frac{60\ \text{g A}}{1\ \text{mol A}} = 1\,\frac{\text{mol O}}{\text{mol A}}$$

La fórmula molecular o verdadera es C_3H_8O.

b) 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 no presenta insaturaciones, por lo que si contiene un átomo de oxígeno, los compuestos más corrientes posibles, deben ser alcoholes y éteres:

$CH_3CH_2CH_2OH$	propan-1-ol o 1-propanol
$CH_3CHOHCH_3$	propan-2-ol o 2-propanol
$CH_3OCH_2CH_3$	metoxietano o etilmetiléter

II. DISOLUCIONES Y REACCIONES QUÍMICAS

1. CONCENTRACIÓN DE LAS DISOLUCIONES

1.1. Para determinar la concentración de una disolución de ácido nítrico de densidad 1,180 g cm^{-3}, se diluye una muestra a un volumen cinco veces mayor, se toman 10,0 cm^3 de este ácido diluido y se valoran con NaOH 0,9860 M, gastándose 11,4 cm^3 de la misma.
Calcule la concentración del ácido nítrico de partida expresada como:
a) Molaridad
b) Molalidad
c) Porcentaje en masa
d) g/L
e) Fracción molar

(Asturias 1994)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización entre HNO_3 y NaOH es:

$$HNO_3(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaNO_3(aq) + H_2O(l)$$

a) Relacionando NaOH con HNO_3 se obtiene la concentración molar de la disolución de esta última sustancia:

$$\frac{11{,}4\ cm^3\ NaOH\ 0{,}9860\ M}{10{,}0\ cm^3\ HNO_3} \cdot \frac{0{,}9860\ mmol\ NaOH}{1\ cm^3\ NaOH\ 0{,}9860\ M} \cdot \frac{1\ mmol\ HNO_3}{1\ mmol\ NaOH} = 1{,}12\ mol\ L^{-1}$$

Como esta disolución se ha diluido a un volumen 5 veces superior al inicial, la concentración molar de la disolución original será 5 veces superior:

$$5 \cdot (1{,}12\ mol\ L^{-1}) = 5{,}60\ mol\ L^{-1}$$

Tomando una base de cálculo de 1,00 L de disolución original (5,60 M), las cantidades de disolución, soluto y disolvente son, respectivamente:

$$1{,}00\ L\ HNO_3\ 5{,}60\ M \cdot \frac{10^3\ cm^3\ HNO_3\ 5{,}60\ M}{1\ L\ HNO_3\ 5{,}60\ M} \cdot \frac{1{,}180\ g\ HNO_3\ 5{,}60\ M}{1\ cm^3\ HNO_3\ 5{,}60\ M} = 1{,}18{\cdot}10^3\ g\ HNO_3\ 5{,}60\ M$$

$$1{,}00\ L\ HNO_3\ 5{,}60\ M \cdot \frac{5{,}60\ mol\ HNO_3}{1\ L\ HNO_3\ 5{,}60\ M} \cdot \frac{63{,}0\ g\ HNO_3}{1\ mol\ HNO_3} = 353\ g\ HNO_3$$

$$1{,}18{\cdot}10^3\ g\ HNO_3\ 5{,}60\ M - 353\ g\ HNO_3 = 827\ g\ H_2O$$

b) Molalidad:

$$\frac{353\ g\ HNO_3}{827\ g\ H_2O} \cdot \frac{1\ mol\ HNO_3}{63{,}0\ g\ HNO_3} \cdot \frac{10^3\ g\ H_2O}{1\ kg\ H_2O} = 6{,}77\ mol\ kg^{-1}$$

c) Porcentaje en masa:

$$\frac{353\ g\ HNO_3}{1{,}18{\cdot}10^3\ g\ HNO_3\ 5{,}60\ M} \cdot 100 = 29{,}9\ \%$$

d) Gramos por litro:

$$\frac{353\ g\ HNO_3}{1{,}00\ L\ HNO_3\ 5{,}620\ M} = 353\ g\ L^{-1}$$

e) Fracción molar:

$$\frac{353\ g\ HNO_3 \cdot \frac{1\ mol\ HNO_3}{63{,}0\ g\ HNO_3}}{353\ g\ HNO_3 \cdot \frac{1\ mol\ HNO_3}{63{,}0\ g\ HNO_3} + 827\ g\ H_2O \cdot \frac{1\ mol\ g\ H_2O}{18{,}0\ g\ H_2O}} = 0{,}109$$

1.2. Se dispone de 6,50 g de disolución acuosa de hidróxido de litio, LiOH, de densidad relativa = 1,07 y 0,0800 de fracción molar en LiOH.
Calcule:
a) La molalidad de la disolución.
b) La concentración en porcentaje en masa.
c) La molaridad de la misma.
d) ¿Cuántos gramos de agua habrá que añadir a la citada cantidad de disolución para que la fracción molar en LiOH sea ahora 0,0400?

(Murcia 1998) (Granada 2013)

a) Tomando como base de cálculo una cantidad de disolución tal que el número de moles de LiOH más el número de moles de H_2O sea la unidad, existirán 0,0800 mol de LiOH por cada 0,920 mol de H_2O y, las respectivas masas son:

$$\left.\begin{array}{r} 0{,}0800\ \text{mol LiOH} \cdot \dfrac{24{,}0\ \text{g LiOH}}{1\ \text{mol LiOH}} = 1{,}92\ \text{g LiOH} \\ 0{,}92\ \text{mol } H_2O \cdot \dfrac{18{,}0\ \text{g } H_2O}{1\ \text{mol } H_2O} = 16{,}6\ \text{g } H_2O \end{array}\right\} \rightarrow \quad 18{,}5\ \text{g disolución}$$

Las masas de LiOH y H_2O contenidas en los 6,50 g de disolución son:

$$6{,}50\ \text{g disolución} \cdot \frac{1{,}92\ \text{g LiOH}}{18{,}5\ \text{g disolución}} = 0{,}675\ \text{g LiOH}$$

$$6{,}50\ \text{g disolución} - 0{,}675\ \text{g LiOH} = 5{,}83\ \text{g } H_2O$$

La molalidad de la disolución es:

$$\frac{0{,}675\ \text{g LiOH}}{5{,}83\ \text{g } H_2O} \cdot \frac{1\ \text{mol LiOH}}{24{,}0\ \text{g LiOH}} \cdot \frac{10^3\ \text{g } H_2O}{1\ \text{kg } H_2O} = 4{,}82\ \text{mol kg}^{-1}$$

b) La concentración de la disolución expresada como porcentaje en masa es:

$$\frac{0{,}675\ \text{g LiOH}}{6{,}50\ \text{g disolución}} \cdot 100 = 10{,}4\ \%$$

c) La concentración molar de la disolución es:

$$\frac{0{,}675\ \text{g LiOH}}{6{,}50\ \text{g disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol LiOH}}{24{,}0\ \text{g LiOH}} \cdot \frac{1{,}07\ \text{g disolución}}{1\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 4{,}63\ \text{mol L}^{-1}$$

d) La nueva disolución contiene la misma cantidad de LiOH y n mol de H_2O:

$$\frac{0{,}675\ \text{g LiOH} \cdot \dfrac{1\ \text{mol LiOH}}{24\ \text{g LiOH}}}{0{,}675\ \text{g LiOH} \cdot \dfrac{1\ \text{mol LiOH}}{24\ \text{g LiOH}} + n\ \text{mol } H_2O} = 0{,}040 \quad \rightarrow \quad n = 0{,}675\ \text{mol } H_2O$$

$$0{,}675\ \text{mol } H_2O \cdot \frac{18{,}0\ \text{g } H_2O}{1\ \text{mol } H_2O} = 12{,}2\ \text{g } H_2O$$

Como la disolución ya contenía 5,82 g de H_2O, la masa de esta sustancia a añadir es:

$$12{,}2\ \text{g } H_2O\ \text{(total)} - 5{,}83\ \text{g } H_2O\ \text{(inicial)} = 6{,}37\ \text{g } H_2O\ \text{(añadida)}$$

1.3. En 1.000 g de agua a 20 °C se disuelven 725 L de amoniaco, medidos a 20 °C y 744 mmHg. La disolución resultante tiene una densidad de 0,882 g cm^{-3}. Calcule la molaridad de la disolución y el aumento de volumen que experimenta el agua al disolver el amoniaco gaseoso.

(Canarias 1998)

▪ Considerando comportamiento ideal, el número de moles de NH_3 que se disuelven en el agua es:

$$n = \frac{744\ \text{mmHg} \cdot 725\ \text{L}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 29{,}5\ \text{mol}\ NH_3$$

La masa correspondiente es:

$$29{,}5\ \text{mol}\ NH_3 \cdot \frac{17{,}0\ \text{g}\ NH_3}{1\ \text{mol}\ NH_3} = 502\ \text{g}\ NH_3$$

La masa total de disolución resultante es:

$$1.000\ \text{g}\ H_2O + 502\ \text{g}\ NH_3 = 1{,}50{\cdot}10^3\ \text{g disolución}$$

El volumen ocupado por esta disolución es:

$$1{,}50{\cdot}10^3\ \text{g disolución} \cdot \frac{1\ \text{mL disolución}}{0{,}882\ \text{g disolución}} = 1{,}70{\cdot}10^3\ \text{mL disolución}$$

Considerando que el agua tiene densidad 0,998 g mL^{-1} a la temperatura de 20 °C, el volumen ocupado por 1.000 g de la misma es:

$$1.000\ \text{g}\ H_2O \cdot \frac{1\ \text{mL}\ H_2O}{0{,}998\ \text{g}\ H_2O} = 1{,}00{\cdot}10^3\ \text{mL}\ H_2O$$

El aumento de volumen que experimenta el H_2O al disolverse el NH_3 es:

$$\Delta V = 1{,}70{\cdot}10^3\ \text{mL disolución} - 1{,}00{\cdot}10^3\ \text{mL}\ H_2O = 700\ \text{mL}$$

▪ La concentración molar de la disolución resultante es:

$$\frac{29{,}5\ \text{mol}\ NH_3}{1{,}70{\cdot}10^3\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 17{,}3\ \text{mol L}^{-1}$$

1.4. Se mezclan 50,0 mL de una disolución que contiene 54,6 g de sulfato de amonio en 500 mL de disolución con 75,0 mL de otra disolución 0,520 M de la misma sal. De la disolución resultante de la mezcla se toman 30,0 mL y se diluyen con agua destilada hasta obtener 100 mL de disolución final. Calcule la concentración de la disolución final expresando el resultado en concentración molar y ppm.

(Castilla y León 1998) (Castilla y León 2011)

▪ La masa de sulfato de amonio, $(NH_4)_2SO_4$, contenido en la primera disolución (A) es:

$$50{,}0\ \text{mL A} \cdot \frac{54{,}6\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4}{500\ \text{mL A}} = 5{,}46\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4$$

▪ La masa de sulfato de amonio, $(NH_4)_2SO_4$, contenido en la segunda disolución (B) es:

$$75{,}0\ \text{mL B} \cdot \frac{1\ \text{L B}}{10^3\ \text{mL B}} \cdot \frac{0{,}520\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4}{1\ \text{L B}} \cdot \frac{132{,}0\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4}{1\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4} = 5{,}15\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4$$

Suponiendo que al mezclar ambas disoluciones no hay variación de volumen, la resultante (C) contiene:

$$\frac{(5{,}46 + 5{,}15)\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4}{(50{,}0 + 75{,}0)\ \text{mL C}} = \frac{10{,}6\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4}{125\ \text{mL C}}$$

▪ La masa de $(NH_4)_2SO_4$ contenido en 30,0 mL de disolución C es:

$$30{,}0\ \text{mL C} \cdot \frac{10{,}6\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4}{125\ \text{mL C}} = 2{,}55\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4$$

▪ Si a la disolución C se le añade agua hasta 100 mL se obtiene una disolución (D) que contiene:

$$\frac{2{,}55\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4}{100\ \text{mL D}}$$

La concentración de esta disolución D expresada como concentración molar y ppm es:

$$\frac{2{,}55\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4}{100\ \text{mL D}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4}{132{,}0\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4} \cdot \frac{10^3\ \text{mL D}}{1\ \text{L D}} = 0{,}193\ \text{mol L}^{-1}$$

$$\frac{2{,}55\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4}{100\ \text{mL D}} \cdot \frac{10^3\ \text{mg}\ (NH_4)_2SO_4}{1\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4} \cdot \frac{10^3\ \text{mL D}}{1\ \text{L D}} = 2{,}55 \cdot 10^4\ \text{ppm}$$

1.5. Calcule la masa de nitrato de cobalto(II) cristalizado con seis moléculas de agua que debe añadirse a 600 g de agua para preparar una disolución al 5,00 % en masa de sal anhidra cuya densidad es 1,03 g mL^{-1}. ¿Cuál sería su molalidad? ¿Cuál sería la molaridad?

(Castilla y León 1999)

▪ Para resolver este problema hay que tener en cuenta que la sal hidratada aporta H_2O (disolvente) a la disolución. Por tanto, una manera adecuada de resolver el ejercicio consiste en comenzar calculando la relación másica entre la sal anhidra, $Co(NO_3)_2$, y la sal hidratada, $Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$:

$$\frac{1\ \text{mol}\ Co(NO_3)_2}{1\ \text{mol}\ Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O} \cdot \frac{182{,}9\ \text{g}\ Co(NO_3)_2}{1\ \text{mol}\ Co(NO_3)_2} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O}{290{,}9\ \text{g}\ Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O} = 0{,}6287\ \frac{\text{g}\ Co(NO_3)_2}{\text{g}\ Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O}$$

Llamando x a la masa de $Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ que es necesario añadir a los 600 g de agua para conseguir la concentración del 5,00 %:

$$\frac{x\ \text{g}\ Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O \cdot \dfrac{0{,}6287\ \text{g}\ Co(NO_3)_2}{1\ \text{g}\ Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O}}{x\ \text{g}\ Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O + 600\ \text{g}\ H_2O} \cdot 100 = 5{,}00\ \% \quad \rightarrow \quad x = 51{,}8\ \text{g}\ Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$$

▪ Tomando una base de cálculo de 100 g de disolución, la concentración de la misma expresada como molalidad y molaridad es:

$$\frac{5{,}00\ \text{g}\ Co(NO_3)_2}{(100 - 5{,}00)\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Co(NO_3)_2}{182{,}9\ \text{g}\ CoCo(NO_3)_2} \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{kg}\ H_2O} = 0{,}288\ \text{mol kg}^{-1}$$

$$\frac{5{,}00\ \text{g}\ Co(NO_3)_2}{100\ \text{g disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Co(NO_3)_2}{182{,}9\ \text{g}\ Co(NO_3)_2} \cdot \frac{1{,}03\ \text{g disolución}}{1\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 0{,}282\ \text{mol L}^{-1}$$

1.6. ¿Cuál es la molalidad de una disolución acuosa en la que la fracción molar del soluto es 0,10?

(Canarias 2000)

En cualquier mezcla binaria se cumple que:

$$(x_{\text{soluto}} + x_{\text{disolvente}}) = 1$$

por lo que tomando como base de cálculo una cantidad de disolución que contenga 0,10 mol de soluto, también contendrá 0,90 mol de H_2O.

La molalidad de la disolución es:

$$\frac{0{,}10\ \text{mol soluto}}{0{,}90\ \text{mol}\ H_2O} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{kg}\ H_2O} = 6{,}2\ \text{mol kg}^{-1}$$

1.7. La concentración una disolución acuosa de peróxido de hidrógeno, H_2O_2, se expresa usualmente de la forma "agua oxigenada de *x* volúmenes". Esto quiere decir que una determinada cantidad de disolución puede producir *x* veces su volumen de oxígeno gaseoso en condiciones normales. El oxígeno proviene de la disociación del peróxido de hidrógeno en agua y oxígeno.
a) ¿Cuál es la molaridad en H_2O_2 de un agua oxigenada de 8 volúmenes?
b) Proponga una estructura molecular para el H_2O_2, justificando su geometría en función de la naturaleza de sus enlaces.

(Extremadura 2001)

a) La expresión 8 volúmenes quiere decir que produce:

$$\frac{8\ \text{mL}\ O_2}{\text{mL disolución}\ H_2O_2}$$

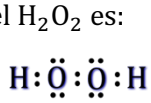
La ecuación química ajustada correspondiente a la descomposición del H_2O_2 es:

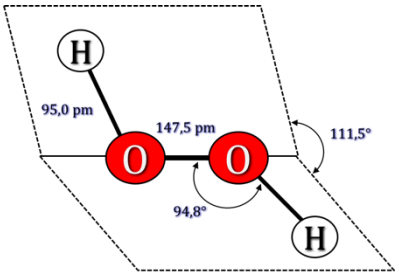
$$2\ H_2O_2(aq) \rightarrow 2\ H_2O(l) + O_2(g)$$

Relacionando O_2 con H_2O_2:

$$\frac{8\ \text{mL}\ O_2}{\text{mL disolución}\ H_2O_2} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ O_2}{22{,}4\ \text{mL}\ O_2} \cdot \frac{2\ \text{mmol}\ H_2O_2}{1\ \text{mmol}\ O_2} = 0{,}7\ \text{mol}\ L^{-1}$$

b) La estructura de Lewis del H_2O_2 es:





Según el modelo RPECV se trata una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que la disposición es tetraédrica respecto a cada átomo de oxígeno y la geometría es, como llaman algunos autores, con "forma de libro".

1.8. La legislación medioambiental establece los siguientes límites para las concentraciones de iones de metales pesados en los vertidos de aguas residuales:
cadmio < 0,050 ppm aluminio < 0,50 ppm.
Un laboratorio de análisis de metales pesados genera como residuo una disolución acuosa que es $1{,}00 \cdot 10^{-5}$ M en nitrato de aluminio y $1{,}00 \cdot 10^{-5}$ M en nitrato de cadmio. Calcule:
a) El contenido de los iones Al^{3+} y Cd^{2+} de dicha disolución expresados en mg L^{-1}.
b) El volumen de agua pura que debe mezclarse con cada litro de esta disolución para que el vertido cumpla la legislación vigente.

(Castilla y León 2002) (Granada 2016)

a) Por tratarse de disoluciones acuosas diluidas se puede considerar la concentración en ppm como mg soluto/L agua.

▪ La concentración de Al^{3+} de la disolución, expresada en mg L^{-1}, es:

$$\frac{1{,}00 \cdot 10^{-5}\ \text{mol}\ Al(NO_3)_3}{1\ \text{L disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Al^{3+}}{1\ \text{mol}\ Al(NO_3)_3} \cdot \frac{27{,}0\ \text{g}\ Al^{3+}}{1\ \text{mol}\ Al^{3+}} \cdot \frac{10^3\ \text{mg}\ Al^{3+}}{1\ \text{g}\ Al^{3+}} = 0{,}270\ \frac{\text{mg}}{\text{L}} \rightarrow 0{,}270\ \text{ppm}$$

El valor 0,27 ppm < 0,50 ppm, valor máximo permitido por la legislación, por lo que respecto al Al^{3+} se puede realizar el vertido sin problemas.

▪ La concentración de Cd^{2+}, expresada en ppm, de la disolución es:

$$\frac{1{,}00 \cdot 10^{-5}\ \text{mol}\ Cd(NO_3)_2}{1\ \text{L disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Cd^{2+}}{1\ \text{mol}\ Cd(NO_3)_2} \cdot \frac{112{,}4\ \text{g}\ Cd^{2+}}{1\ \text{mol}\ Cd^{2+}} \cdot \frac{10^3\ \text{mg}\ Cd^{2+}}{1\ \text{g}\ Cd^{2+}} = 1{,}12\ \frac{\text{mg}}{\text{L}} \rightarrow 1{,}12\ \text{ppm}$$

Respecto al Cd^{2+}, el valor 1,12 ppm > 0,050 ppm, valor máximo permitido por la legislación, por lo que es necesario diluir el residuo para poder realizar el vertido del agua contaminada.

b) Considerando volúmenes aditivos, y llamando V al volumen de agua, en litros, a añadir para conseguir la concentración permitida en el caso del Cd^{2+}:

$$\frac{1{,}12\ \text{mg}\ Cd^{2+}}{(1+V)\ \text{L disolución}} = 0{,}050\ \frac{\text{mg}\ Cd^{2+}}{\text{L disolución}} \qquad \rightarrow \qquad V = 21\ \text{L}\ H_2O$$

1.9. La cerveza que se consume corrientemente tiene un 3,5 % de contenido en alcohol etílico, C_2H_5OH. Calcule la masa de alcohol presente en una botella que contiene 330 mL ("un tercio") de cerveza suponiendo que la densidad de esta es igual a 1,00 g mL^{-1}.

(Baleares 2007)

Considerando que el dato del porcentaje es en masa, la cantidad de C_2H_5OH contenido en un botellín de cerveza de 330 mL es:

$$330\ \text{mL cerveza} \cdot \frac{1{,}00\ \text{g cerveza}}{1\ \text{mL cerveza}} \cdot \frac{3{,}5\ \text{g}\ C_2H_5OH}{100\ \text{g cerveza}} = 12\ \text{g}\ C_2H_5OH$$

1.10. Una disolución de ácido nítrico tiene una densidad de 1,124 g mL^{-1} y 20,69 % (p/p_T) de riqueza. Se toman 40,0 mL de dicha disolución y se diluyen con agua a 15 °C (ρ = 1 g mL^{-1}) hasta un volumen final de 250 mL. ¿Cuál es la concentración en g L^{-1} de la disolución diluida?

(Córdoba 2010)

La masa de HNO_3 contenida en la disolución de riqueza 20,69 % es:

$$40{,}0\ \text{mL}\ HNO_3\ 20{,}69\ \% \cdot \frac{1{,}124\ \text{g}\ HNO_3\ 20{,}69\ \%}{1\ \text{mL}\ HNO_3\ 20{,}69\ \%} \cdot \frac{20{,}69\ \text{g}\ HNO_3}{100\ \text{g}\ HNO_3\ 20{,}69\ \%} = 9{,}30\ \text{g}\ HNO_3$$

La concentración de la disolución diluida es:

$$\frac{9{,}30\ \text{g}\ HNO_3}{250\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 37{,}2\ \text{g}\ L^{-1}$$

1.11. El término "proof" que aparece en las botellas de bebidas alcohólicas se define como el doble del porcentaje en volumen de etanol puro en la disolución. Así, una disolución del 95 % (V/V) de etanol, CH_3CH_2OH, es 190 proof. ¿Cuál es la molaridad de una disolución que sea 92 "proof"? (Datos. Densidades (g cm^{-3}): etanol = 0,80; agua = 1,0).

(Valencia 2011) (Madrid 2020)

Tomando como base de cálculo 100 mL de bebida alcohólica 92 "proof", es decir, con una concentración del 46 % en volumen de etanol, la molaridad de la misma es:

$$\frac{46\ \text{mL}\ CH_3CH_2OH}{100\ \text{mL bebida}} \cdot \frac{0{,}80\ \text{g}\ CH_3CH_2OH}{\text{mL}\ CH_3CH_2OH} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_3CH_2OH}{46{,}0\ \text{g}\ CH_3CH_2OH} \cdot \frac{10^3\ \text{mL bebida}}{1\ \text{L bebida}} = 8{,}0\ \text{mol}\ L^{-1}$$

(En Madrid 2020 se propone como cuestión multirrespuesta).

1.12. a) Calcule la molaridad, molalidad y fracción molar de un vinagre que contiene un 5,0 % de ácido acético, CH_3COOH, siendo su densidad = 1,005 g mL^{-1}.
b) ¿Qué volumen de este ácido se debe tomar para preparar 250 mL de disolución 0,10 M?

(Granada 2012)

a) Tomando una base de cálculo de 100 g de vinagre la concentración de dicha disolución es:

$$\frac{5{,}0\ \text{g}\ CH_3COOH}{100\ \text{g vinagre}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_3COOH}{60{,}0\ \text{g}\ CH_3COOH} \cdot \frac{1{,}005\ \text{g vinagre}}{1\ \text{mL vinagre}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL vinagre}}{1\ \text{L vinagre}} = 0{,}84\ \text{mol}\ L^{-1}$$

$$\frac{5{,}0\ \text{g}\ CH_3COOH}{95{,}0\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_3COOH}{60{,}0\ \text{g}\ CH_3COOH} \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{kg}\ H_2O} = 0{,}88\ \text{mol kg}^{-1}$$

$$\frac{5{,}0\ \text{g}\ CH_3COOH \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_3COOH}{60{,}0\ \text{g}\ CH_3COOH}}{5{,}0\ \text{g}\ CH_3COOH \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_3COOH}{60{,}0\ \text{g}\ CH_3COOH} + 95{,}0\ \text{g}\ H_2O \cdot \frac{1\ \text{mol g}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}} = 0{,}016$$

b) Considerando que el vinagre solo contiene ácido acético y agua, el volumen de este que se necesita para preparar la disolución es:

$$250\ \text{mL}\ CH_3COOH\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol}\ CH_3COOH}{1\ \text{mL}\ CH_3COOH\ 0{,}10\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mL disolución}}{0{,}84\ \text{mmol}\ CH_3COOH} = 30\ \text{mL disolución}$$

1.13. El ácido nítrico, HNO_3, es utilizado comúnmente como reactivo de laboratorio, se emplea para fabricar explosivos como nitroglicerina y trinitrotolueno (TNT) y fertilizantes como el nitrato de amonio. Tiene usos, además, en metalurgia ya que reacciona con la mayoría de los metales. Cuando se mezcla con ácido clorhídrico, HCl, forma el agua regia, reactivo capaz de disolver el oro y el platino. Se dispone de dos disoluciones de HNO_3; la disolución A de densidad 1,38 g mL^{-1} y 62,7 % riqueza en masa, y la disolución B, de densidad 1,13 g mL^{-1} y 22,3 % de riqueza.
a) Si se mezclan 1.000 mL de la disolución A con 1.000 mL de la disolución B, calcule el porcentaje de HNO_3 en la disolución resultante, la molaridad y el volumen final.
b) ¿Qué volumen de la disolución A hay que añadir a 50,0 mL de la disolución B para obtener una disolución de HNO_3 12,0 M.

(Murcia 2012)

a) Disolución A (HNO_3 62,7 % y $\rho = 1{,}38\ \text{g mL}^{-1}$). La masa de la disolución es:

$$1.000\ \text{mL}\ HNO_3\ 62{,}7\ \% \cdot \frac{1{,}38\ \text{g}\ HNO_3\ 62{,}7\ \%}{1\ \text{mL}\ HNO_3\ 62{,}7\ \%} = 1{,}38{\cdot}10^3\ \text{g}\ HNO_3\ 62{,}7\ \%$$

La masa de HNO_3 contenida en dicha disolución es:

$$1{,}38{\cdot}10^3\ \text{g}\ HNO_3\ 62{,}7\ \% \cdot \frac{62{,}7\ \text{g}\ HNO_3}{100\ \text{g}\ HNO_3\ 62{,}7\ \%} = 865\ \text{g}\ HNO_3$$

▪ Disolución B (HNO_3 22,3 % y $\rho = 1{,}13\ \text{g mL}^{-1}$). La masa de la disolución es:

$$1.000\ \text{mL}\ HNO_3\ 22{,}3\ \% \cdot \frac{1{,}13\ \text{g}\ HNO_3\ 22{,}3\ \%}{1\ \text{mL}\ HNO_3\ 22{,}3\ \%} = 1{,}13{\cdot}10^3\ \text{g}\ HNO_3\ 22{,}3\ \%$$

La masa de HNO_3 contenida en dicha disolución es:

$$1{,}13{\cdot}10^3\ \text{g}\ HNO_3\ 22{,}3\ \% \cdot \frac{22{,}3\ \text{g}\ HNO_3}{100\ \text{g}\ HNO_3\ 22{,}3\ \%} = 252\ \text{g}\ HNO_3$$

La concentración de la disolución resultante de la mezcla expresada como porcentaje en masa es:

$$\frac{(865 + 252)\ \text{g}\ HNO_3}{(1{,}38{\cdot}10^3 + 1{,}13{\cdot}10^3)\ \text{g disolución}} \cdot 100 = 44{,}5\ \%$$

Suponiendo volúmenes aditivos, el volumen de la disolución resultante es 2.000 mL.

La concentración de la disolución resultante expresada como molaridad es:

$$\frac{(865 + 252)\ \text{g}\ HNO_3}{2.000\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ HNO_3}{63{,}0\ \text{g}\ HNO_3} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 8{,}87\ \text{mol L}^{-1}$$

La concentración molar de cada una de las disoluciones originales es:

▪ Disolución A (HNO_3 62,7 % y $\rho = 1{,}38\ \text{g mL}^{-1}$):

$$\frac{62{,}7\ \text{g}\ HNO_3}{100\ \text{g}\ HNO_3\ 62{,}7\ \%} \cdot \frac{1{,}38\ \text{g}\ HNO_3\ 62{,}7\ \%}{1\ \text{mL}\ HNO_3\ 62{,}7\ \%} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ HNO_3}{63{,}0\ \text{g}\ HNO_3} \cdot \frac{10^3\ \text{mL}\ HNO_3\ 62{,}7\ \%}{1\ \text{L}\ HNO_3\ 62{,}7\ \%} = 13{,}7\ \text{mol L}^{-1}$$

▪ Disolución B (HNO_3 22,3 % y $\rho = 1{,}13$ g mL^{-1}):

$$\frac{22{,}3\text{ g HNO}_3}{100\text{ g HNO}_3\text{ 22,3 \%}}\cdot\frac{1{,}13\text{ g HNO}_3\text{ 22,3 \%}}{1\text{ mL HNO}_3\text{ 22,3 \%}}\cdot\frac{1\text{ mol HNO}_3}{63{,}0\text{ g HNO}_3}\cdot\frac{10^3\text{ mL HNO}_3\text{ 22,3 \%}}{1\text{ L HNO}_3\text{ 22,3 \%}} = 4{,}00\text{ mol L}^{-1}$$

Considerando volúmenes aditivos, el volumen de disolución A que hay que añadir a 50,0 mL de la disolución B para tener una disolución 12,0 M es:

$$\frac{V\text{ mL A}\cdot\dfrac{13{,}7\text{ mmol HNO}_3}{1\text{ mL A}} + 50{,}0\text{ mL B}\cdot\dfrac{4{,}00\text{ mmol HNO}_3}{1\text{ mL B}}}{(V+50{,}0)\text{ mL disolución}} = 12{,}0\text{ M} \quad\rightarrow\quad V = 235\text{ mL A}$$

1.14. Una disolución contiene un 14 % en masa de cierto soluto. La concentración de dicha disolución tiene el mismo valor numérico cuando se expresa como molaridad que cuando se hace como molalidad. Calcule la densidad de dicha disolución.

(Castilla y León 2013)

Tomando una base de cálculo de 100 g de disolución, aplicando los conceptos de molaridad y molalidad, y relacionando las expresiones obtenidas, se puede calcular la densidad de la disolución:

$$\left.\begin{array}{l} M\text{ (mol L}^{-1}) \rightarrow \dfrac{\dfrac{14\text{ (g soluto)}}{M\text{ (g mol}^{-1})}}{\dfrac{100\text{ (g disolución)}}{\rho\text{ (g mL}^{-1})}\cdot\dfrac{\text{(L disolución)}}{10^3\text{ (mL disolución)}}} \\ m\text{ (mol kg}^{-1}) \rightarrow \dfrac{\dfrac{14\text{ (g soluto)}}{M\text{ (g mol}^{-1})}}{86\text{ (g disolvente)}\cdot\dfrac{\text{(kg disolvente)}}{10^3\text{ (g disolvente)}}} \end{array}\right\} \rightarrow \frac{100\text{ g}}{\rho\text{ (g mL}^{-1})} = 86\text{ g}$$

Se obtiene una densidad para la disolución, $\rho = 1{,}16$ g mL^{-1}.

1.15. En un laboratorio de química hay un frasco de color topacio con la siguiente etiqueta:
100 mL de disolución de amoniaco 0,800 molal y densidad 0,600 kg L^{-1}.
Calcule:
a) La molaridad de la disolución del frasco.
b) La fracción molar de soluto.
c) Si se toman 30 mL del frasco y se le añaden 50 mL de agua, ¿cuál será la concentración expresada como porcentaje en masa de la disolución formada?

(Extremadura 2017)

a-b) Tomando como base de cálculo una cantidad de disolución que contenga 1 kg de disolvente, los valores de la razón másica y fracción másica son, respectivamente:

$$\frac{0{,}800\text{ mol NH}_3}{1\text{ kg H}_2\text{O}}\cdot\frac{17{,}0\text{ g NH}_3}{1\text{ mol NH}_3}\cdot\frac{1\text{ kg H}_2\text{O}}{10^3\text{ g H}_2\text{O}} = 0{,}0136\frac{\text{g NH}_3}{\text{g H}_2\text{O}} \quad\rightarrow\quad \frac{0{,}0136\text{ g NH}_3}{(1+0{,}0136)\text{ g disolución}}$$

La concentración de la disolución del frasco expresada como molaridad es:

$$\frac{0{,}0136\text{ g NH}_3}{(1+0{,}0136)\text{ g disolución}}\cdot\frac{1\text{ mol NH}_3}{17{,}0\text{ g NH}_3}\cdot\frac{10^3\text{ g disolución}}{1\text{ kg disolución}}\cdot\frac{0{,}600\text{ kg disolución}}{1\text{ L disolución}} = 0{,}474\text{ mol L}^{-1}$$

La concentración de la disolución del frasco expresada como fracción molar de soluto es:

$$\frac{0{,}800\text{ mol NH}_3}{0{,}800\text{ mol NH}_3 + \left(1\text{ kg H}_2\text{O}\cdot\dfrac{1\text{ kg H}_2\text{O}}{10^3\text{ g H}_2\text{O}}\cdot\dfrac{1\text{ mol g H}_2\text{O}}{18{,}0\text{ g H}_2\text{O}}\right)} = 0{,}0142$$

c) Las masas de disolución y soluto correspondientes al volumen extraído del frasco son, respectivamente:

$$30\ \text{mL disolución} \cdot \frac{1\ \text{L disolución}}{10^3\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{0{,}600\ \text{kg disolución}}{1\ \text{L disolución}} \cdot \frac{10^3\ \text{g disolución}}{1\ \text{kg disolución}} = 18\ \text{g disolución}$$

$$30\ \text{mL disolución} \cdot \frac{1\ \text{L disolución}}{10^3\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{0{,}474\ \text{mol NH}_3}{1\ \text{L disolución}} \cdot \frac{17{,}0\ \text{g NH}_3}{1\ \text{mol NH}_3} = 0{,}24\ \text{g NH}_3$$

Considerando que el agua tiene densidad 1,0 g mL^{-1}, la concentración de la disolución resultante de la dilución expresada como porcentaje en masa es:

$$\frac{0{,}24\ \text{g NH}_3}{18\ \text{g disolución} + \left(50\ \text{mL H}_2\text{O} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}_2\text{O}}{1\ \text{mL H}_2\text{O}}\right)} \cdot 100 = 0{,}35\ \%$$

1.16. Además de como ingrediente de bebidas alcohólicas, el etanol, CH_3CH_2OH, se utiliza ampliamente en muchos sectores industriales. También se usa como principio activo de algunos medicamentos y cosméticos, es un buen disolvente, y se emplea como anticongelante.
a) En un recipiente cerrado de 2,00 L, a 20 °C, se introducen 0,50 mL de etanol. Parte del mismo se evapora permaneciendo en el recipiente en forma gas. Sabiendo que la presión de vapor del etanol a 20 °C es de 40,8 mmHg y su densidad 0,79 g mL^{-1} ¿qué volumen de etanol líquido quedará en el recipiente cuando se alcance el equilibrio?
b) ¿Qué cantidad de H_2O es preciso añadir a 100 g de una mezcla de etanol y H_2O para que la fracción molar de etanol en la mezcla pase de 0,200 a 0,100?

(Murcia 2017)

a) Considerando comportamiento ideal, la cantidad de CH_3CH_2OH que se vaporiza es:

$$n = \frac{40{,}8\ \text{mmHg} \cdot 2{,}00\ \text{L}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 2{,}23{\cdot}10^{-3}\ \text{mol CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$$

El volumen de líquido que corresponde a la cantidad de CH_3CH_2OH vaporizada es:

$$2{,}23{\cdot}10^{-3}\ \text{mol CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \cdot \frac{46{,}0\ \text{g CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{1\ \text{mol CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} \cdot \frac{1\ \text{mL CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{0{,}79\ \text{g CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} = 0{,}13\ \text{mL CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$$

El volumen de CH_3CH_2OH que permanece en fase líquida en el equilibrio es:

$$0{,}50\ \text{mL CH}_3\text{CH}_2\text{OH (inicial)} - 0{,}13\ \text{mL CH}_3\text{CH}_2\text{OH (vaporizado)} = 0{,}39\ \text{mL CH}_3\text{CH}_2\text{OH (líquido)}$$

b) Para calcular las masas de CH_3CH_2OH y H_2O contenidas en 100 g de disolución de fracción molar 0,200 se cambia la expresión de la concentración a fracción másica. Tomando como base de cálculo una cantidad de disolución tal que:

$$n_{\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} + n_{\text{H}_2\text{O}} = 0{,}200 + 0{,}800 = 1$$

las respectivas masas de cada componente y de disolución son:

$$\left.\begin{aligned} 0{,}200\ \text{mol CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \cdot \frac{46{,}0\ \text{g CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{1\ \text{mol CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} &= 9{,}20\ \text{g CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \\ 0{,}800\ \text{mol H}_2\text{O} \cdot \frac{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}} &= 14{,}4\ \text{g H}_2\text{O} \end{aligned}\right\} \rightarrow \quad 23{,}6\ \text{g disolución}$$

Las masas de CH_3CH_2OH y H_2O contenidas en los 100 g de disolución son:

$$100\ \text{g disolución} \cdot \frac{9{,}20\ \text{g CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{23{,}6\ \text{g disolución}} = 39{,}0\ \text{g CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$$

$$100\ \text{g disolución} - 39{,}0\ \text{g CH}_3\text{CH}_2\text{OH} = 61{,}0\ \text{g H}_2\text{O}$$

Si se añaden x g de H_2O para disminuir la concentración hasta una fracción molar de 0,100:

$$\frac{39{,}0\ \text{g}\ CH_3CH_2OH \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ CH_3CH_2OH}{46{,}0\ \text{g}\ CH_3CH_2OH}}{39{,}0\ \text{g}\ CH_3CH_2OH \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ CH_3CH_2OH}{46{,}0\ \text{g}\ CH_3CH_2OH} + (61{,}0 + x)\ \text{g}\ H_2O \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}} = 0{,}100 \quad \rightarrow \quad x = 76{,}4\ \text{g}\ H_2O$$

1.17. El grado alcohólico de una cerveza normal suele estar entre 3° y 12°, mientras que el de una sin alcohol es del 1°. El grado alcohólico de una cerveza indica el contenido de alcohol etílico en porcentaje masa/volumen (g de alcohol por cada 100 mL de cerveza).
a) ¿Qué cantidad y qué volumen de alcohol se ingiere al beber en un pub inglés dos pintas de cerveza de 12° de graduación?
b) ¿Cuántas cervezas sin alcohol, de 250 mL cada una, habría que beber para ingerir la misma cantidad de alcohol?
c) Se desea rebajar el grado alcohólico de la cerveza de 12° hasta 3°. Para ello se la mezcla con la cerveza sin alcohol. Suponiendo que los volúmenes son aditivos, calcule los volúmenes de ambas cervezas que se han de mezclar para obtener 3,00 L de cerveza de 3°.
d) ¿Cuál es la concentración molar de alcohol en la mezcla resultante?
(Datos. Densidad del alcohol etílico = 0,789 g mL^{-1}; 1 pinta británica = 568,26 mL).

(Castilla y León 2018)

a) La masa de alcohol etílico, C_2H_5OH, contenida en 2 pintas de cerveza de 12° es:

$$2\ \text{pintas cerveza 12°} \cdot \frac{568{,}26\ \text{mL cerveza 12°}}{1\ \text{pinta cerveza 12°}} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g}\ C_2H_5OH}{100\ \text{mL cerveza 12°}} = 136\ \text{g}\ C_2H_5OH$$

El volumen de alcohol etílico, C_2H_5OH, correspondiente es:

$$136\ \text{g}\ C_2H_5OH \cdot \frac{1\ \text{mL}\ C_2H_5OH}{0{,}789\ \text{g}\ C_2H_5OH} = 172\ \text{mL}\ C_2H_5OH$$

b) Relacionando la cantidad anterior de alcohol etílico con la cerveza de 1° (sin alcohol) se obtiene la cantidad de botellas de esta que contienen esa masa de alcohol:

$$136\ \text{g}\ C_2H_5OH \cdot \frac{100\ \text{mL cerveza 1°}}{1\ \text{g}\ C_2H_5OH} \cdot \frac{1\ \text{botella}}{250\ \text{mL cerveza 1°}} = 54{,}4 \approx 55\ \text{botellas}$$

c) La masa de alcohol etílico contenida en 3,00 L de cerveza de 3° es:

$$3{,}00\ \text{L cerveza 3°} \cdot \frac{10^3\ \text{mL cerveza 3°}}{1\ \text{L cerveza 3°}} \cdot \frac{3{,}00\ \text{g}\ C_2H_5OH}{100\ \text{mL cerveza 3°}} = 90{,}0\ \text{g}\ C_2H_5OH$$

Considerando volúmenes aditivos y llamando V y $(3.000 - V)$, respectivamente, a los volúmenes, expresados en mL, de cerveza de 12° (A) y de 1° (B) que se han mezclar para preparar 3,00 L de cerveza de 3°:

$$V\ \text{mL A} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g}\ C_2H_5OH}{100\ \text{mL A}} + (3.000 - V)\ \text{mL B} \cdot \frac{1{,}00\ \text{g}\ C_2H_5OH}{100\ \text{mL B}} = 90{,}0\ \text{g}\ C_2H_5OH$$

Se obtienen:

$V = 545\ \text{mL A (cerveza 12°)}$

$(3.000 - V) = 2.455\ \text{mL B (cerveza 1°)}$

1.18. Se prepara una disolución mezclando 54,9 g de hidróxido de potasio con 500 g de agua líquida, obteniendo una disolución de densidad = 1,09 g mL^{-1}. Calcule:
a) La molaridad, molalidad y fracción molar de la disolución de hidróxido de potasio obtenida.
b) El volumen de esta disolución inicial de hidróxido de potasio necesario para preparar 500 mL de disolución de concentración 0,100 M.
c) La molaridad de una disolución preparada mezclando 50,0 mL de la disolución del apartado a) con 40,0 mL de KOH 0,820 M y llevando, finalmente, el volumen a 100 mL con agua.

(Murcia 2019)

a) La concentración de la disolución obtenida es:

$$\frac{54{,}9\text{ g KOH}}{(54{,}9+500)\text{ g disolución}}\cdot\frac{1\text{ mol KOH}}{56{,}1\text{ g KOH}}\cdot\frac{1{,}09\text{ g disolución}}{1\text{ mL disolución}}\cdot\frac{10^3\text{ mL disolución}}{1\text{ L disolución}}=1{,}92\text{ mol L}^{-1}$$

$$\frac{54{,}9\text{ g KOH}}{500\text{ g H}_2\text{O}}\cdot\frac{1\text{ mol KOH}}{56{,}1\text{ g KOH}}\cdot\frac{10^3\text{ g H}_2\text{O}}{1\text{ kg H}_2\text{O}}=1{,}96\text{ mol kg}^{-1}$$

$$\frac{54{,}9\text{ g KOH}\cdot\dfrac{1\text{ mol KOH}}{56{,}1\text{ g KOH}}}{54{,}9\text{ g KOH}\cdot\dfrac{1\text{ mol KOH}}{56{,}1\text{ g KOH}}+500\text{ g H}_2\text{O}\cdot\dfrac{1\text{ mol g H}_2\text{O}}{18{,}0\text{ g H}_2\text{O}}}=0{,}0340$$

b) La cantidad de disolución concentrada de KOH que se necesita para preparar la disolución es:

$$500\text{ mL KOH 0,100 M}\cdot\frac{0{,}100\text{ mmol KOH}}{1\text{ mL KOH 0,100 M}}\cdot\frac{1\text{ mL KOH 1,92 M}}{1{,}92\text{ mmol KOH}}=26{,}0\text{ mL KOH 1,92 M}$$

c) La concentración molar de la disolución resultante de la mezcla es:

$$\frac{50{,}0\text{ mL KOH 1,92 M}\cdot\dfrac{1{,}92\text{ mmol KOH}}{1\text{ mL KOH 1,92 M}}+40{,}0\text{ mL KOH 0,820 M}\cdot\dfrac{0{,}820\text{ mmol KOH}}{1\text{ mL KOH 0,820 M}}}{100\text{ mL disolución}}=1{,}29\text{ mol L}^{-1}$$

1.19. El 4 de noviembre de 2020 apareció en la prensa regional un titular referido a como la situación del Mar Menor empeora con algunos fenómenos meteorológicos: "El Mar Menor recibió hasta 1.000 toneladas de nitratos tras la DANA". De acuerdo con los datos recogidos por la Universidad de Murcia, el 14/12/17 la cantidad media de nitratos contenidos en el Mar Menor era de 1,12 µmol L^{-1}. La superficie de esta laguna es de 135 km^2 y su profundidad media de unos cuatro metros. Utilizando estos datos fácilmente accesibles y, asumiendo la aproximación de que todos los nitratos lo sean de sodio:
a) Calcule la concentración de nitratos en mol L^{-1} que tendría el Mar Menor si solo se tuviese en cuenta las aportaciones de los nitratos tras la DANA.
b) Calcule cuál habrá sido el aumento tras la DANA (en porcentaje en masa) de la concentración de nitratos respecto al valor del 14/12/17, si no se tuviese en cuenta ningún otro factor.
c) El proceso biológico de desnitrificación hace que el nitrógeno se devuelva a la atmósfera, donde se encontraba originalmente, en forma de moléculas de nitrógeno. Calcule las toneladas de moléculas de nitrógeno que se liberarían si se desnitrificara todo el nitrato recibido tras la DANA.

(Murcia 2020)

a) El volumen de agua que contiene la laguna es:

$$V=135\text{ km}^2\cdot\frac{(10^3\text{ m})^2}{1\text{ km}^2}\cdot4{,}00\text{ m}\cdot\frac{10^3\text{ L}}{1\text{ m}^3}=7{,}29\cdot10^{13}\text{ L}$$

Asumiendo que todo el nitrato aportado a la laguna es $NaNO_3$:

$$1.000\text{ t NaNO}_3\cdot\frac{10^6\text{ g NaNO}_3}{1\text{ t NaNO}_3}\cdot\frac{1\text{ mol NaNO}_3}{85{,}0\text{ g NaNO}_3}\cdot\frac{1\text{ mol }NO_3^-}{1\text{ mol NaNO}_3}=1{,}18\cdot10^7\text{ mol }NO_3^-$$

Considerando que esta cantidad vertida no supone variación en el volumen de agua en la laguna, la concentración del nitrato aportado por la DANA es:

$$\frac{1{,}18{\cdot}10^{7}\ \text{mol}\ NO_3^-}{7{,}29{\cdot}10^{13}\ \text{L}} \cdot \frac{10^{6}\ \mu\text{mol}\ NO_3^-}{1\ \text{mol}\ NO_3^-} = 0{,}162\ \mu\text{mol L}^{-1}$$

b) Suponiendo que la densidad del agua de la laguna es 1.000 g L^{-1}, la concentración anterior expresada como porcentaje en masa es:

$$\frac{0{,}162\ \mu\text{mol}\ NO_3^-}{\text{L agua}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ NO_3^-}{10^{6}\ \mu\text{mol}\ NO_3^-} \cdot \frac{62{,}0\ \text{g}\ NO_3^-}{1\ \text{mol}\ NO_3^-} \cdot \frac{1\ \text{L agua}}{1.000\ \text{g agua}} \cdot 100 = 1{,}00{\cdot}10^{-6}\ \%$$

c) Relacionando la cantidad de $NaNO_3$ con las moléculas de N_2:

$$1.000\ \text{t}\ NaNO_3 \cdot \frac{10^{6}\ \text{g}\ NaNO_3}{1\ \text{t}\ NaNO_3} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ NaNO_3}{85{,}0\ \text{g}\ NaNO_3} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ N_2}{2\ \text{mol}\ NaNO_3} \cdot \frac{28{,}0\ \text{g}\ N_2}{1\ \text{mol}\ N_2} \cdot \frac{1\ \text{t}\ N_2}{10^{6}\ \text{g}\ N_2} = 165\ \text{t}\ N_2$$

1.20. Se mezclan 25,0 mL de una disolución que contiene 13,4 g de cloruro de amonio en 250 mL de disolución con 50,0 mL de otra disolución 0,350 M de la misma sal. De la disolución resultante de la mezcla se toman 20,0 mL y se diluyen con agua destilada hasta obtener 200 mL de disolución final. Calcule la concentración de la disolución final expresando el resultado en concentración molar.

(Granada 2021)

▪ La masa de cloruro de amonio, NH_4Cl, contenido en la porción tomada de la primera disolución (A) es:

$$25{,}0\ \text{mL A} \cdot \frac{13{,}4\ \text{g}\ NH_4Cl}{250\ \text{mL A}} = 1{,}34\ \text{g}\ NH_4Cl$$

▪ La masa de cloruro de amonio, NH_4Cl, contenido en la porción tomada de la segunda disolución (B) es:

$$50{,}0\ \text{mL B} \cdot \frac{1\ \text{L B}}{10^{3}\ \text{mL B}} \cdot \frac{0{,}350\ \text{mol}\ NH_4Cl}{1\ \text{L B}} \cdot \frac{53{,}5\ \text{g}\ NH_4Cl}{1\ \text{mol}\ NH_4Cl} = 0{,}936\ \text{g}\ NH_4Cl$$

Suponiendo que al mezclar ambas disoluciones no hay variación de volumen, la resultante (C) contiene:

$$\frac{(1{,}34 + 0{,}936)\ \text{g}\ NH_4Cl}{(25{,}0 + 50{,}0)\ \text{mL C}} = \frac{2{,}28\ \text{g}\ NH_4Cl}{75{,}0\ \text{mL C}}$$

▪ La masa de NH_4Cl contenido en 20,0 mL de disolución C es:

$$20{,}0\ \text{mL C} \cdot \frac{2{,}28\ \text{g}\ NH_4Cl}{75{,}0\ \text{mL C}} = 0{,}607\ \text{g}\ NH_4Cl$$

▪ Si a la disolución C se le añade agua hasta 200 mL se obtiene una disolución (D) cuya concentración molar es:

$$\frac{0{,}607\ \text{g}\ NH_4Cl}{200\ \text{mL D}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4}{53{,}5\ \text{g}\ NH_4Cl} \cdot \frac{10^{3}\ \text{mL D}}{1\ \text{L D}} = 0{,}0567\ \text{mol L}^{-1}$$

(Problema similar al propuesto en Castilla-León 1998 y Castilla-León 2011).

1.21. Se mezcla una disolución acuosa de ácido clorhídrico del 30,0 % en masa con otra disolución de la misma sustancia del 20,0 % en masa. Se obtienen entonces 400 mL de disolución acuosa de ácido clorhídrico del 26,0 % en masa y densidad 1,25 g mL^{-1}.
a) Calcule la concentración de la disolución obtenida de ácido clorhídrico expresada en molaridad (M) y molalidad (m).
b) ¿Cuáles son las masas de las disoluciones que se han mezclado?

(Granada 2022)

▪ La masa de HCl contenido en x g de la disolución más concentrada (30,0 %) es:

$$x \text{ g HCl } 30{,}0\ \% \cdot \frac{30{,}0 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl } 30{,}0\ \%} = 0{,}300\ x \text{ g HCl}$$

▪ La masa de HCl contenido en y g de la disolución menos concentrada (20,0 %) es:

$$y \text{ g HCl } 20{,}0\ \% \cdot \frac{20{,}0 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl } 20{,}0\ \%} = 0{,}200\ y \text{ g HCl}$$

▪ Las masas de HCl y H_2O contenidas en los 400 mL de disolución resultante de la mezcla (26,0 %) son:

$$400 \text{ mL HCl } 26{,}0\ \% \cdot \frac{1{,}25 \text{ g HCl } 26{,}0\ \%}{1 \text{ mL HCl } 26{,}0\ \%} = 500 \text{ g HCl } 26{,}0\ \%$$

$$500 \text{ g HCl } 26{,}0\ \% \cdot \frac{26{,}0 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl } 26{,}0\ \%} = 130 \text{ g HCl}$$

$$500 \text{ g HCl } 26{,}0\ \% - 130 \text{ g HCl} = 370 \text{ g } H_2O$$

a) La concentración de la disolución resultante expresada como molaridad y molalidad es:

$$\frac{130 \text{ g HCl}}{400 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36{,}5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 8{,}90 \text{ mol } L^{-1}$$

$$\frac{130 \text{ g HCl}}{370 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36{,}5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{10^3 \text{ g } H_2O}{1 \text{ kg } H_2O} = 9{,}63 \text{ mol kg}^{-1}$$

b) A partir de los datos iniciales se puede plantear el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\left.\begin{array}{r} x \text{ g HCl } 30{,}0\ \% + y \text{ g HCl } 20{,}0\ \% = 500 \text{ g HCl } 26{,}0\ \% \\ 0{,}300\ x \text{ g HCl} + 0{,}200\ y \text{ g HCl} = 130 \text{ g HCl} \end{array}\right\}$$

Resolviendo el sistema se obtiene:

$$x = 300 \text{ g HCl } 30{,}0\ \% \qquad y = 200 \text{ g HCl } 20{,}0\ \%$$

1.22. Calcule la molaridad de una disolución acuosa de sulfato de potasio cuyo contenido en sal es del 1,00 % en masa y tiene una densidad de 1.005 kg m^{-3}. Calcule también, la molaridad de la disolución formada al mezclar 35,0 mL de la disolución anterior con 50,0 mL de otra disolución acuosa de sulfato de potasio 0,0500 M.
Suponga que los volúmenes son aditivos.

(Murcia 2023)

Cambiando las unidades de la densidad de la disolución de K_2SO_4 al 1,00 %:

$$\rho = \frac{1.005\ \text{kg disolución}}{\text{m}^3\ \text{disolución}} \cdot \frac{10^3\ \text{g disolución}}{1\ \text{kg disolución}} \cdot \frac{1\ \text{m}^3\ \text{disolución}}{10^3\ \text{mL disolución}} = 1{,}005\ \text{g mL}^{-1}$$

▪ Tomando como base de cálculo 100 g de disolución de K_2SO_4 al 1,00 %, la concentración molar de la disolución es:

$$\frac{1{,}00\ \text{g } K_2SO_4}{100\ \text{g disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol } K_2SO_4}{174{,}3\ \text{g } K_2SO_4} \cdot \frac{1{,}005\ \text{g disolución}}{1\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 0{,}0577\ \text{mol L}^{-1}$$

▪ La cantidad de K_2SO_4 en cada una de las disoluciones a mezclar es:

$$\left.\begin{array}{l} 35{,}0\ \text{mL } K_2SO_4\ 0{,}0577\ \text{M} \cdot \dfrac{0{,}0577\ \text{mmol } K_2SO_4}{1\ \text{mL } K_2SO_4\ 0{,}0577\ \text{M}} = 2{,}02\ \text{mmol } K_2SO_4 \\ 50{,}0\ \text{mL } K_2SO_4\ 0{,}0500\ \text{M} \cdot \dfrac{0{,}0500\ \text{mmol } K_2SO_4}{1\ \text{mL } K_2SO_4\ 0{,}0500\ \text{M}} = 2{,}50\ \text{mmol } K_2SO_4 \end{array}\right\} \rightarrow \quad 4{,}52\ \text{mmol } K_2SO_4$$

$$50{,}0\ \text{mL } K_2SO_4\ 0{,}0500\ \text{M} \cdot \frac{0{,}0500\ \text{mmol } K_2SO_4}{1\ \text{mL } K_2SO_4\ 0{,}0500\ \text{M}} = 2{,}50\ \text{mmol } K_2SO_4$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración molar de la disolución resultante de la mezcla es:

$$\frac{4{,}52\ \text{mmol } K_2SO_4}{(35{,}0 + 50{,}0)\ \text{mL disolución}} = 0{,}0532\ \text{mol L}^{-1}$$

2. PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES

2.1. Al preparar una disolución de ácido clorhídrico 1,0 M ha resultado algo diluido, pues es 0,932 M. Calcule el volumen de ácido clorhídrico de riqueza 32,14 % en masa y densidad 1,16 g mL^{-1} que es necesario añadir a 1,0 L de la disolución original para que resulte exactamente 1,0 M.
(Dato. Suponga que no hay contracción de volumen al mezclar los dos ácidos).

(Canarias 1997) (Valencia 1998) (Extremadura 2000) (Baleares 2001)

▪ La cantidad de HCl que contiene la disolución mal preparada:

$$1{,}0\ \text{L HCl 0,932 M} \cdot \frac{0{,}932\ \text{mol HCl}}{\text{L HCl 0,932 M}} = 0{,}932\ \text{mol HCl}$$

▪ Si se añaden x mL deHCl del 32,14 % a la disolución, la cantidad de HCl que contiene es:

$$x\ \text{mL HCl 32,14 \%} \cdot \frac{1{,}16\ \text{g HCl 32,14 \%}}{1\ \text{mL HCl 32,14 \%}} \cdot \frac{32{,}14\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl 32,14 \%}} \cdot \frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}} = 0{,}0102\ x\ \text{mol HCl}$$

Suponiendo que no se produce contracción de volumen al mezclar ambas disoluciones se debe obtener una disolución de concentración 1,0 M:

$$\frac{(0{,}932 + 0{,}0102\ x)\ \text{mol HCl}}{1{,}0\ \text{L HCl 0,932 M} + x\ \text{mL HCl 32,14 \%} \cdot \dfrac{1\ \text{L HCl 32,14 \%}}{10^3\ \text{mL HCl 32,14 \%}}} = 1{,}0\ \text{M} \quad \rightarrow \quad x = 7{,}4\ \text{mL HCl 32,14 \%}$$

2.2. Se tienen dos disoluciones acuosas de ácido clorhídrico, una con una riqueza del 36,0 % en masa y densidad 1,1791 g cm^{-3} y otra del 5,00 % en masa y densidad 1,0228 g cm^{-3}. Calcule el volumen que debe tomarse de cada una de ellas para preparar 500 cm^3 de una disolución del 15,0 % en masa con una densidad de 1,0726 g cm^{-3}.
Resuelva el problema suponiendo que los volúmenes son aditivos y suponiendo que no lo son.

(Extremadura 1998)

La masa de la disolución a preparar (15,0 %) es:

$$500\ \text{mL HCl 15,0 \%} \cdot \frac{1{,}0726\ \text{g HCl 15,0 \%}}{1\ \text{mL HCl 15,0 \%}} = 536\ \text{g HCl 15,0 \%}$$

La masa de HCl contenido en dicha disolución es:

$$536\ \text{g HCl 15,0 \%} \cdot \frac{15{,}0\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl 15,0 \%}} = 80{,}4\ \text{g HCl}$$

▪ Suponiendo volúmenes aditivos

La masa de HCl en V_1 mL de la disolución concentrada (36,0 %) es:

$$V_1\ \text{mL HCl 36,0 \%} \cdot \frac{1{,}1791\ \text{g HCl 36,0 \%}}{1\ \text{mL HCl 36,0 \%}} \cdot \frac{36{,}0\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl 36,0 \%}} = 0{,}425\ V_1\ \text{g HCl}$$

La masa de HCl en V_2 mL de la disolución diluida (5,00 %) es:

$$V_2\ \text{mL HCl 5,00 \%} \cdot \frac{1{,}0228\ \text{g HCl 5,00 \%}}{1\ \text{mL HCl 5,00 \%}} \cdot \frac{5{,}00\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl 5,0 \%}} = 0{,}0511\ V_2\ \text{g HCl}$$

Resolviendo el sistema:

$$\left.\begin{matrix} V_1 + V_2 = 500 \\ 0{,}425\ V_1 + 0{,}0511\ V_2 = 80{,}4 \end{matrix}\right\} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} V_1 = 147\ \text{mL HCl 36,0\%} \\ V_2 = 353\ \text{mL HCl 5,00\%} \end{cases}$$

▪ Suponiendo volúmenes no aditivos

La masa de HCl en m_1 g de la disolución concentrada (36,0 %) es:

$$m_1\ \text{g HCl 36,0 \%} \cdot \frac{36{,}0\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl 36,0 \%}} = 0{,}360\ m_1\ \text{g HCl}$$

La masa de HCl en m_2 g de la disolución diluida (5,00 %) es:

$$m_2 \text{ g HCl 5,00 \%} \cdot \frac{5{,}00 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl 5,00 \%}} = 0{,}0500\, m_2 \text{ g HCl}$$

Resolviendo el sistema:

$$\left.\begin{array}{r} m_1 + m_2 = 536 \\ 0{,}360\, m_1 + 0{,}0500\, m_2 = 80{,}4 \end{array}\right\} \rightarrow \begin{cases} m_1 = 173 \text{ g HCl 36,0\%} \\ m_2 = 363 \text{ g HCl 5,00\%} \end{cases}$$

Los volúmenes que se deben mezclar son:

$$173 \text{ g HCl 36,0 \%} \cdot \frac{1 \text{ mL HCl 36,0 \%}}{1{,}1791 \text{ g HCl 36,0 \%}} = 147 \text{ mL HCl 36,0 \%}$$

$$363 \text{ g HCl 5,00\%} \cdot \frac{1 \text{ mL HCl 5,00 \%}}{1{,}0228 \text{ g HCl 5,00 \%}} = 355 \text{ mL HCl 5,00 \%}$$

2.3. Un ácido sulfúrico concentrado tiene una densidad de 1,81 g cm^{-3} y es del 91 % en masa de ácido puro. Calcule el volumen de esta disolución concentrada que se debe tomar para preparar 500 cm^3 de disolución 0,50 M.

(Canarias 2000)

La masa de H_2SO_4 que se necesita para preparar la disolución 0,50 M es:

$$500 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,50 M} \cdot \frac{0{,}50 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,50 M}} \cdot \frac{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,50 M}}{10^3 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,50 M}} \cdot \frac{98{,}1 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 25 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Como se dispone de H_2SO_4 concentrado de riqueza 91 % en masa y densidad 1,81 g cm^{-3}:

$$25 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 91 \%}}{91 \text{ H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \text{ 91 \%}}{1{,}81 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 91 \%}} = 15 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \text{ 91 \%}$$

2.4. A diferencia del agua, que reacciona violentamente con los metales alcalinos, el amoniaco líquido se combina con ellos formando disoluciones de intenso color azul. Suponiendo que se tienen 1.707 g de una disolución de sodio en amoniaco líquido, siendo la fracción molar del metal 0,0937, ¿cuántos gramos de amoniaco se deberían evaporar si se necesita que la fracción molar aumente hasta 0,1325?

(Extremadura 2001) (Castilla y León 2001)

En cualquier mezcla binaria se cumple que:

$$x_{\text{soluto}} + x_{\text{disolvente}} = 1$$

por lo que, si una disolución tiene fracción molar 0,0937 para uno de sus componentes, la fracción molar del otro es, (1 – 0,0937) = 0,906.

Convirtiendo la razón molar en razón másica y fracción másica:

$$\frac{0{,}0937 \text{ mol Na}}{0{,}906 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{23{,}0 \text{ g Na}}{1 \text{ mol Na}} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17{,}0 \text{ g NH}_3} = \frac{0{,}140 \text{ g Na}}{\text{g NH}_3} \rightarrow \frac{0{,}140 \text{ g Na}}{1{,}14 \text{ g disolución}}$$

Las masas de Na y NH_3 contenidas en 1.707 g de la disolución anterior son:

$$1.707 \text{ g disolución} \cdot \frac{0{,}140 \text{ g Na}}{1{,}14 \text{ g disolución}} = 210 \text{ g Na}$$

$$1.707 \text{ g disolución} - 210 \text{ g Na} = 1{,}50 \cdot 10^3 \text{ g NH}_3$$

Una disolución que tiene fracción molar 0,1325 para uno de sus componentes, la fracción molar del otro es, (1 – 0,1325) = 0,8675.

Convirtiendo la razón molar en razón másica:

$$\frac{0{,}1325\ \text{mol Na}}{0{,}8675\ \text{mol NH}_3}\cdot\frac{23{,}0\ \text{g Na}}{1\ \text{mol Na}}\cdot\frac{1\ \text{mol NH}_3}{17{,}0\ \text{g NH}_3}=\frac{0{,}2066\ \text{g Na}}{\text{g NH}_3}$$

Si la disolución propuesta contiene 210 g de Na y lo que se evapora es NH_3, la masa de este necesaria para obtener la disolución resultante es:

$$210\ \text{g Na}\cdot\frac{1\ \text{g NH}_3}{0{,}2066\ \text{g Na}}=1{,}02\cdot10^3\ \text{g NH}_3$$

La masa de NH_3 a evaporar es:

$$1{,}50\cdot10^3\ \text{g NH}_3\ \text{(inicial)}-1{,}02\cdot10^3\ \text{g NH}_3\ \text{(final)}=480\ \text{g NH}_3$$

2.5. Se desean preparar 30,0 g de una disolución al 60,0 % en masa de etanol. Para ello, se parte de una disolución acuosa de etanol al 96,0 % en volumen y de agua destilada. A la temperatura de trabajo, la densidad de la disolución de etanol al 96,0 % es 0,810 g mL^{-1} y la densidad del agua 1,000 g mL^{-1}. ¿Qué volumen de ambas sustancias se tiene que mezclar para preparar la disolución? Calcule también la fracción molar del etanol en la disolución obtenida. (Dato. Densidad del etanol absoluto = 0,790 g mL^{-1}).

(Murcia 2004)

▪ Las masas de etanol, C_2H_5OH, y de agua contenidas en 30,0 g de disolución de etanol al 60,0 % en masa son:

$$30{,}0\ \text{g C}_2\text{H}_5\text{OH 60,0 \%}\cdot\frac{60{,}0\ \text{g C}_2\text{H}_5\text{OH}}{100\ \text{g C}_2\text{H}_5\text{OH 60,0 \%}}=18{,}0\ \text{g C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

$$30{,}0\ \text{g C}_2\text{H}_5\text{OH 60,0 \%}-18{,}0\ \text{g C}_2\text{H}_5\text{OH}=12{,}0\ \text{g H}_2\text{O}$$

Relacionando el etanol absoluto (100 %) con la disolución del 96,0 % en volumen:

$$18{,}0\ \text{g C}_2\text{H}_5\text{OH}\cdot\frac{1\ \text{mL C}_2\text{H}_5\text{OH}}{0{,}790\ \text{mL C}_2\text{H}_5\text{OH}}\cdot\frac{100\ \text{mL C}_2\text{H}_5\text{OH 96,0 \%}}{96{,}0\ \text{mL C}_2\text{H}_5\text{OH}}=23{,}7\ \text{mL C}_2\text{H}_5\text{OH 96,0 \%}$$

El volumen de agua a añadir considerando una densidad de 1,000 g mL^{-1} es:

$$23{,}7\ \text{mL C}_2\text{H}_5\text{OH 96,0 \%}\cdot\frac{0{,}810\ \text{g C}_2\text{H}_5\text{OH 96,0 \%}}{1\ \text{mL C}_2\text{H}_5\text{OH 96,0 \%}}=19{,}2\ \text{g C}_2\text{H}_5\text{OH 96,0 \%}$$

$$30{,}0\ \text{g C}_2\text{H}_5\text{OH 60,0 \%}-19{,}2\ \text{g C}_2\text{H}_5\text{OH 96,0 \%}=10{,}8\ \text{g H}_2\text{O}\quad\rightarrow\quad10{,}8\ \text{mL H}_2\text{O}$$

▪ La fracción molar de etanol en la disolución obtenida es:

$$x=\frac{18{,}0\ \text{g C}_2\text{H}_5\text{OH}\cdot\frac{1\ \text{mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46{,}0\ \text{g C}_2\text{H}_5\text{OH}}}{18{,}0\ \text{g C}_2\text{H}_5\text{OH}\cdot\frac{1\ \text{mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46{,}0\ \text{g C}_2\text{H}_5\text{OH}}+12{,}0\ \text{g H}_2\text{O}\cdot\frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}}}=0{,}370$$

2.6. En la fabricación de ácido sulfúrico por el método de las cámaras de plomo, ahora en desuso, se obtiene un ácido sulfúrico con una riqueza del 63,66 % en masa. Calcule la cantidad de agua que se debe evaporar, por kg de mezcla inicial, para concentrar dicho ácido hasta un 75,0 % en masa de riqueza.

(Castilla y León 2004)

La masa de H_2SO_4 contenida en 1,00 kg de disolución de riqueza 63,66 % es:

$$1{,}00\ \text{kg}\ H_2SO_4\ 63{,}66\ \% \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ H_2SO_4\ 63{,}66\ \%}{1\ \text{kg}\ H_2SO_4\ 63{,}66\ \%} \cdot \frac{63{,}66\ \text{g}\ H_2SO_4}{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 63{,}66\ \%} = 637\ \text{g}\ H_2SO_4$$

Llamando x a la masa de H_2O que se debe evaporar de 1.000 g de la disolución anterior para tener una riqueza del 75,0 %:

$$\frac{637\ \text{g}\ H_2SO_4}{(1.000 - x)\ \text{g disolución}} \cdot 100 = 75{,}0\ \% \qquad \rightarrow \qquad x = 151\ \text{g}\ H_2O$$

2.7. Al preparar una disolución al 50,0 % de hidróxido de potasio partiendo de un producto comercial con un 90,0 % de riqueza, se agregó un exceso de agua, resultando una lejía del 45,0 %. ¿Cuánto producto comercial debe añadirse a 200 g de esta disolución para tener la concentración deseada?

(Galicia 2004)

- La masa de KOH contenida en 200 g de disolución de KOH al 45,0 % en masa es:

$$200\ \text{g KOH}\ 45{,}0\ \% \cdot \frac{45{,}0\ \text{g KOH}}{100\ \text{g KOH}\ 45{,}0\ \%} = 90{,}0\ \text{g KOH}$$

- La masa de KOH contenida en x g de disolución de KOH al 90,0 % en masa es:

$$x\ \text{g KOH}\ 90{,}0\ \% \cdot \frac{90{,}0\ \text{g KOH}}{100\ \text{g KOH}\ 90{,}0\ \%} = 0{,}900\ x\ \text{g KOH}$$

Al mezclar ambas disoluciones se puede obtener otra cuya concentración sea del 50,0 % en masa:

$$\frac{(90{,}0 + 0{,}900\ x)\ \text{g KOH}}{(x + 200)\ \text{g KOH}\ 50\ \%} \cdot 100 = 50{,}0\ \% \qquad \rightarrow \qquad x = 25{,}0\ \text{g KOH}\ 90{,}0\ \%$$

2.8. Se prepara una disolución mezclando 30 mL de agua ($\rho = 1.000\ \text{kg m}^{-3}$) y 40 mL de acetona ($\rho = 0{,}60\ \text{g cm}^{-3}$). Sabiendo que la densidad de la disolución resultante es igual a 0,90 kg L^{-1} calcule la concentración de acetona expresada como % en masa y molaridad.

(Baleares 2005) (Valencia 2007) (Granada 2017)

Las masas de H_2O y de C_3H_6O que se mezclan son:

$$30\ \text{mL}\ H_2O \cdot \frac{1.000\ \text{kg}\ H_2O}{1\ \text{m}^3\ H_2O} \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{kg}\ H_2O} \cdot \frac{1\ \text{m}^3\ H_2O}{10^6\ \text{mL}\ H_2O} = 30\ \text{g}\ H_2O$$

$$40\ \text{mL}\ C_3H_6O \cdot \frac{0{,}60\ \text{g}\ C_3H_6O}{1\ \text{mL}\ C_3H_6O} = 24\ \text{g}\ C_3H_6O$$

La concentración de la disolución expresada como porcentaje en masa es:

$$\frac{24\ \text{g}\ C_3H_6O}{(24 + 30)\ \text{g disolución}} \cdot 100 = 44\ \%\ C_3H_6O$$

La concentración molar de la disolución es:

$$\frac{24\ \text{g}\ C_3H_6O}{(24 + 30)\ \text{g disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_3H_6O}{58{,}0\ \text{g}\ C_3H_6O} \cdot \frac{10^3\ \text{g disolución}}{1\ \text{kg disolución}} \cdot \frac{0{,}90\ \text{kg disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 6{,}9\ \text{mol}\ \text{L}^{-1}$$

2.9. Calcule el volumen de ácido sulfúrico comercial ($\rho = 1{,}8$ g cm^{-3} y riqueza 90 % en masa) que se necesita para preparar 500 cm^3 de una disolución de ácido sulfúrico 0,10 M.

(Canarias 2006) (Valencia 2015)

La masa de H_2SO_4 que se necesita para preparar la disolución 0,10 M es:

$$500\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ 0{,}10\ \text{M}}{10^3\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 0{,}10\ \text{M}} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ 0{,}10\ \text{M}} \cdot \frac{98{,}1\ \text{g}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4} = 4{,}9\ \text{g}\ H_2SO_4$$

Como se dispone de H_2SO_4 comercial de riqueza 90 % y $\rho = 1{,}8$ g cm^{-3}, el volumen que se necesita es:

$$4{,}9\ \text{g}\ H_2SO_4 \cdot \frac{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 90\ \%}{90\ \text{g}\ H_2SO_4} \cdot \frac{1\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 90\ \%}{1{,}8\ \text{g}\ H_2SO_4\ 90\ \%} = 3{,}0\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 90\ \%$$

(En Valencia 2015 se pregunta como cuestión multirrespuesta).

2.10. Calcule los gramos de soluto que es preciso añadir a 400 mL de una disolución de riqueza 30,0 % y densidad 1,32 g mL^{-1} para convertirla en otra del 40,0 %.

(Baleares 2006)

Las masas de disolución y soluto de 400 mL de disolución de riqueza 30 % son:

$$400\ \text{mL disolución 30,0 \%} \cdot \frac{1{,}32\ \text{g disolución 30,0 \%}}{1\ \text{mL disolución 30,0 \%}} = 528\ \text{g disolución 30,0 \%}$$

$$528\ \text{g disolución 30,0 \%} \cdot \frac{30{,}0\ \text{g soluto}}{100\ \text{g disolución 30,0 \%}} = 158\ \text{g soluto}$$

Llamando x a masa de soluto a añadir a la disolución anterior para que la concentración aumente hasta el 40 %:

$$\frac{(158 + x)\ \text{g soluto}}{(528 + x)\ \text{g disolución}} \cdot 100 = 40\ \% \quad \rightarrow \quad x = 88{,}7\ \text{g soluto}$$

2.11. Cierta empresa fabrica baterías para automóviles y necesita preparar 4.500 L diarios de ácido sulfúrico del 34,0 % de riqueza en masa ($\rho = 1{,}25$ g mL^{-1}). ¿Cuántos litros de ácido sulfúrico concentrado (98,0 % de riqueza en masa, $\rho = 1{,}844$ g mL^{-1}) se requerirán para cubrir las necesidades diarias de la empresa?

(Preselección Valencia 2008)

La masa de disolución del 34,0 % que se necesita es:

$$4.500\ \text{L}\ H_2SO_4\ 34{,}0\ \% \cdot \frac{10^3\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 34{,}0\ \%}{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ 34{,}0\ \%} \cdot \frac{1{,}25\ \text{g}\ H_2SO_4\ 34{,}0\ \%}{1\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 34{,}0\ \%} = 5{,}63 \cdot 10^6\ \text{g}\ H_2SO_4\ 34{,}0\ \%$$

La masa de H_2SO_4 que contiene es:

$$5{,}63 \cdot 10^6\ \text{g}\ H_2SO_4\ 34{,}0\ \% \cdot \frac{34{,}0\ \text{g}\ H_2SO_4}{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 34{,}0\ \%} = 1{,}91 \cdot 10^6\ \text{g}\ H_2SO_4$$

Como se dispone de disolución del 98,0 %:

$$1{,}91 \cdot 10^6\ \text{g}\ H_2SO_4 \cdot \frac{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 98{,}0\ \%}{98{,}0\ \text{g}\ H_2SO_4} = 1{,}95 \cdot 10^6\ \text{g}\ H_2SO_4\ 98{,}0\ \%$$

El volumen de disolución del 98,0 % es:

$$1{,}95 \cdot 10^6\ \text{g}\ H_2SO_4\ 98{,}0\ \% \cdot \frac{1\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 98{,}0\ \%}{1{,}844\ \text{g}\ H_2SO_4\ 98{,}0\ \%} \cdot \frac{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ 98{,}0\ \%}{10^3\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 98{,}0\ \%} = 1{,}06 \cdot 10^3\ \text{L}\ H_2SO_4\ 98{,}0\ \%$$

2.12. A partir de ácido clorhídrico comercial de densidad 1,18 g mL^{-1} y 36 % en masa, se quiere preparar 500 mL de una disolución 0,500 M y posteriormente 100 mL de una disolución 0,100 M a partir de la anterior. Indique los cálculos necesarios y el procedimiento a seguir.
Calcule el número de gramos de hidrógeno que hay en los últimos 100 mL de disolución, incluyendo los procedentes de agua.

(Murcia 2009)

▪ La masa de HCl que se necesita para preparar 500 mL de disolución de HCl 0,500 M es:

$$500\ \text{mL HCl 0,50 M} \cdot \frac{1\ \text{L HCl 0,50 M}}{10^3\ \text{mL HCl 0,50 M}} \cdot \frac{0{,}500\ \text{mol HCl}}{1\ \text{L HCl 0,50 M}} \cdot \frac{36{,}5\ \text{g HCl}}{1\ \text{mol HCl}} = 9{,}13\ \text{g HCl}$$

Como se dispone de HCl comercial de riqueza 36 % y $\rho = 1{,}18\ \text{g mL}^{-1}$:

$$9{,}13\ \text{g HCl} \cdot \frac{100\ \text{g HCl 36 \%}}{36\ \text{g HCl}} \cdot \frac{1\ \text{mL HCl 36 \%}}{1{,}18\ \text{g HCl 36 \%}} = 22\ \text{mL HCl 36 \%}$$

El procedimiento experimental es:

- Se llena con agua destilada hasta su mitad un matraz aforado 500 mL.
- Se miden con una pipeta 22 mL de HCl de riqueza 36 % y se introducen en el matraz aforado.
- Se agita la mezcla y se completa con agua hasta llegar el aforo, cuidando de añadir la última porción de agua con un cuentagotas.

▪ El volumen de HCl 0,500 M que se necesita para preparar 100 mL de disolución de HCl 0,100 M es:

$$100\ \text{mL HCl 0,100 M} \cdot \frac{0{,}100\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 0,100 M}} \cdot \frac{1\ \text{mL HCl 0,500 M}}{0{,}500\ \text{mmol HCl}} = 20{,}0\ \text{mL HCl 0,500 M}$$

El procedimiento experimental es:

- Se llena con agua destilada hasta su mitad un matraz aforado 100 mL.
- Se miden con la pipeta 20,0 mL de disolución de HCl 0,500 M y se introducen en el matraz aforado.
- Se agita la mezcla y se completa con agua hasta llegar el aforo, cuidando de añadir la última porción de agua con un cuentagotas.

▪ La masa de hidrógeno contenida en el HCl añadido es:

$$100\ \text{mL HCl 0,100 M} \cdot \frac{0{,}100\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 0,100 M}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}}{1\ \text{mol HCl}} \cdot \frac{1{,}00\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}} = 0{,}0100\ \text{g H}$$

Como la disolución 0,100 M contiene poco soluto se puede suponer que su densidad es 1,0 g mL^{-1}, con lo que la masa de H_2O contenida en los 100 mL de disolución 0,100 M es:

$$100\ \text{g HCl 0,10 M} - \left(0{,}0100\ \text{mol HCl} \cdot \frac{36{,}5\ \text{g HCl}}{1\ \text{mol HCl}}\right) = 99{,}6\ \text{g } H_2O$$

$$99{,}6\ \text{g } H_2O \cdot \frac{1\ \text{mol } H_2O}{18{,}0\ \text{g } H_2O} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol } H_2O} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}} = 11{,}1\ \text{g H}$$

La masa total de hidrógeno contenida en los 100 mL de disolución es:

$$0{,}0100\ \text{g H (procedente del HCl)} + 11{,}1\ \text{g H (procedente del } H_2O) = 11{,}1\ \text{g H}$$

2.13. El etilenglicol, CH_2OHCH_2OH, o simplemente glicol, es un líquido de densidad 1,115 g cm^{-3} que se utiliza como disolvente y anticongelante. ¿Qué volumen de esta sustancia es necesario disolver para preparar 750 mL de una disolución de glicol 0,250 M?

(Baleares 2009)

La cantidad de glicol (CH_2OHCH_2OH) contenido en la disolución 0,250 M es:

$$750\ \text{mL glicol 0,250 M} \cdot \frac{1\ \text{L glicol 0,250 M}}{10^3\ \text{mL glicol 0,250 M}} \cdot \frac{0{,}250\ \text{mol glicol}}{1\ \text{L glicol 0,250 M}} = 0{,}188\ \text{mol glicol}$$

El volumen de glicol es:

$$0{,}188\ \text{mol glicol} \cdot \frac{62{,}0\ \text{g glicol}}{1\ \text{mol glicol}} \cdot \frac{1\ \text{cm}^3\ \text{glicol}}{1{,}115\ \text{g glicol}} = 10{,}5\ \text{cm}^3\ \text{glicol}$$

2.14. Para fertilizar una plantación arbórea se necesita preparar una disolución madre de riego que contenga los elementos N, P, K. Calcule:
a) Los kg de los compuestos fertilizantes KNO_3 (sólido puro), NH_4NO_3 (sólido puro) y el volumen de disolución acuosa de H_3PO_4 de pureza 85,0 % y 1,632 g mL^{-1}, que deben disolverse en agua para preparar 1.250 L de disolución madre que contenga 100 kg de potasio, K^+, 100 kg de nitrógeno, N, y 10 kg de fósforo, P.
b) La concentración de N, P y K, expresada en mg L^{-1}, de una disolución diluida que sale por los goteros de riego si la disolución madre se diluye 60 veces con agua.

(Murcia 2013) (Preselección Valencia 2017)

a) Relacionando la cantidad de K^+ con la de KNO_3:

$$100\ \text{kg } K^+ \cdot \frac{10^3\ \text{g } K^+}{1\ \text{kg } K^+} \cdot \frac{1\ \text{mol } K^+}{39{,}1\ \text{g } K^+} \cdot \frac{1\ \text{mol } KNO_3}{1\ \text{mol } K^+} \cdot \frac{101{,}1\ \text{g } KNO_3}{1\ \text{mol } KNO_3} \cdot \frac{1\ \text{kg } KNO_3}{10^3\ \text{g } KNO_3} = 259\ \text{kg } KNO_3$$

▪ Relacionando la cantidad de P con la de H_3PO_4:

$$10\ \text{kg P} \cdot \frac{10^3\ \text{g P}}{1\ \text{kg P}} \cdot \frac{1\ \text{mol P}}{31{,}0\ \text{g P}} \cdot \frac{1\ \text{mol } H_3PO_4}{1\ \text{mol P}} \cdot \frac{98{,}0\ \text{g } H_3PO_4}{1\ \text{mol } H_3PO_4} = 3{,}2{\cdot}10^4\ \text{g } H_3PO_4$$

Como se trata de una disolución de riqueza 85 % y densidad 1,632 g mL^{-1}:

$$3{,}2{\cdot}10^4\ \text{g } H_3PO_4 \cdot \frac{100\ \text{g } H_3PO_4\ 85\ \%}{85\ \text{g } H_3PO_4} \cdot \frac{1\ \text{mL } H_3PO_4\ 85\ \%}{1{,}632\ \text{g } H_3PO_4\ 85\ \%} = 2{,}3{\cdot}10^4\ \text{mL } H_3PO_4\ 85\ \%$$

▪ El N contenido en la disolución lo aportan tanto el KNO_3 como el NH_4NO_3:

$$259\ \text{kg } KNO_3 \cdot \frac{10^3\ \text{g } KNO_3}{1\ \text{kg } KNO_3} \cdot \frac{1\ \text{mol } KNO_3}{101{,}1\ \text{g } KNO_3} \cdot \frac{1\ \text{mol N}}{1\ \text{mol } KNO_3} = 2{,}56{\cdot}10^3\ \text{mol N}$$

$$x\ \text{kg } NH_4NO_3 \cdot \frac{10^3\ \text{g } NH_4NO_3}{1\ \text{kg } NH_4NO_3} \cdot \frac{1\ \text{mol } NH_4NO_3}{80{,}0\ \text{g } NH_4NO_3} \cdot \frac{2\ \text{mol N}}{1\ \text{mol } NH_4NO_3} = 25{,}0\ x\ \text{mol N}$$

$$(25{,}0\ x + 2{,}56{\cdot}10^3)\ \text{mol N} = 100\ \text{kg N} \cdot \frac{10^3\ \text{g N}}{1\ \text{kg N}} \cdot \frac{1\ \text{mol N}}{14{,}0\ \text{g N}} \quad \rightarrow \quad x = 183\ \text{kg } NH_4NO_3$$

b) Si la disolución original se diluye 60 veces el volumen resultante es:

$$(1.250\ \text{L}) \cdot 60 = 7{,}5{\cdot}10^4\ \text{L}$$

Las concentraciones de las especies son:

$$\frac{100\ \text{kg } K^+}{7{,}5{\cdot}10^4\ \text{L disolución}} \cdot \frac{10^6\ \text{mg } K^+}{1\ \text{kg } K^+} = 1{,}3{\cdot}10^3\ \text{mg } K^+/\text{L}$$

$$\frac{100\ \text{kg N}}{7{,}5{\cdot}10^4\ \text{L disolución}} \cdot \frac{10^6\ \text{mg N}}{1\ \text{kg N}} = 1{,}3{\cdot}10^3\ \text{mg N/L}$$

$$\frac{10\ \text{kg P}}{7{,}5{\cdot}10^4\ \text{L disolución}} \cdot \frac{10^6\ \text{mg P}}{1\ \text{kg P}} = 1{,}3{\cdot}10^2\ \text{mg P/L}$$

2.15. El alginato es un polímero natural obtenido de las algas, muy utilizado en alimentación como espesante, y su comportamiento depende de la concentración de sal en la disolución que se disuelva. Se quiere disolver alginato en medio litro de disolución 0,10 M de $NaNO_3$ que contenga 0,020 % de azida de sodio, NaN_3. Para ello, se toma una muestra de alginato que es una mezcla de tres especies químicas que tienen moléculas de distintos tamaños (35.000, 50.000 y 60.000 g mol^{-1}) que están en una proporción en masa de 20 %, 35 % y 45 %, respectivamente. La azida se encuentra en polvo, mientras que el $NaNO_3$ se tiene como una disolución 0,40 M. Se supone que las densidades de todas las disoluciones son iguales 1,0 g mL^{-1}.
a) ¿Cómo prepararía las disoluciones 0,10 M de $NaNO_3$ y 0,020 % de NaN_3?
b) Si se disuelven 0,50 g de alginato, ¿cuál sería la molaridad de cada una de las especies que componen este alginato?

(Murcia 2013)

a) Disolución 0,10 M de $NaNO_3$

$$0{,}500\ \text{L NaNO}_3\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mol NaNO}_3}{1\ \text{L NaNO}_3\ 0{,}10\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{L NaNO}_3\ 0{,}40\ \text{M}}{0{,}40\ \text{mol NaNO}_3} = 0{,}125\ \text{mL NaNO}_3\ 0{,}40\ \text{M}$$

La disolución se prepara introduciendo en un matraz aforado de 500 mL, 0,125 L de $NaNO_3$ 0,40 M y añadiendo agua hasta tener 500 mL de disolución.

▪ Disolución 0,020 % de NaN_3

$$0{,}500\ \text{L NaNO}_3\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{10^3\ \text{mL NaNO}_3\ 0{,}10\ \text{M}}{1\ \text{L NaNO}_3\ 0{,}10\ \text{M}} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g NaNO}_3\ 0{,}10\ \text{M}}{1\ \text{mL NaNO}_3\ 0{,}10\ \text{M}} = 500\ \text{g NaNO}_3\ 0{,}10\ \text{M}$$

$$500\ \text{g NaNO}_3\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{0{,}020\ \text{g NaN}_3}{100\ \text{g NaNO}_3\ 0{,}10\ \text{M}} = 0{,}10\ \text{g NaN}_3$$

La disolución se prepara disolviendo en un matraz aforado de 500 mL, 0,10 g de NaN_3 y añadiendo agua hasta tener 500 mL de disolución.

b) Llamando A, B y C a las tres especies químicas contenidas en el alginato, las respectivas concentraciones molares son:

$$\frac{0{,}50\ \text{g alginato}}{0{,}500\ \text{L disolución}} \cdot \frac{20\ \text{g A}}{100\ \text{g alginato}} \cdot \frac{1\ \text{mol A}}{35.000\ \text{g A}} = 5{,}7{\cdot}10^{-6}\ \text{mol L}^{-1}$$

$$\frac{0{,}50\ \text{g alginato}}{0{,}500\ \text{L disolución}} \cdot \frac{35\ \text{g B}}{100\ \text{g alginato}} \cdot \frac{1\ \text{mol B}}{50.000\ \text{g B}} = 7{,}0{\cdot}10^{-6}\ \text{mol L}^{-1}$$

$$\frac{0{,}50\ \text{g alginato}}{0{,}500\ \text{L disolución}} \cdot \frac{45\ \text{g C}}{100\ \text{g alginato}} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{60.000\ \text{g C}} = 7{,}5{\cdot}10^{-6}\ \text{mol L}^{-1}$$

2.16. Se necesitan 250 cm^3 de una disolución acuosa de amoniaco de $\rho = 0{,}950$ g cm^{-3} y 12,03 % (m/m) de riqueza. En el almacén del laboratorio hay una botella de 1 L de una disolución de NH_3 del 30,0 % (m/m) de riqueza y $\rho = 0{,}892$ g cm^{-3}. Responda a las siguientes cuestiones:
a) Cómo prepararía la disolución que necesita.
b) Describa el material de laboratorio que tiene que utilizar.
c) Compare los valores de las densidades de ambas disoluciones y proponga una justificación a la variación observada.

(Castilla y León 2016)

a-b) La masa de NH_3 necesaria para preparar la disolución de riqueza 12,03 % es:

$$250\ \text{cm}^3\ \text{NH}_3\ 12{,}03\ \% \cdot \frac{0{,}950\ \text{g NH}_3\ 12{,}03\ \%}{1\ \text{cm}^3\ \text{NH}_3\ 12{,}03\ \%} \cdot \frac{12{,}03\ \text{g NH}_3}{100\ \text{g NH}_3\ 12{,}03\ \%} = 28{,}6\ \text{g NH}_3$$

Como se dispone de NH_3 comercial de riqueza 30,0 %:

$$28{,}6\ \text{g}\ NH_3 \cdot \frac{100\ \text{g}\ NH_3\ 30{,}0\ \%}{30{,}0\ \text{g}\ NH_3} = 95{,}3\ \text{g}\ NH_3\ 30{,}0\ \%$$

$$95{,}3\ \text{g}\ NH_3\ 30{,}0\ \% \cdot \frac{1\ \text{cm}^3\ NH_3\ 30{,}0\ \%}{0{,}892\ \text{g}\ NH_3\ 30{,}0\ \%} = 107\ \text{cm}^3\ NH_3\ 30{,}0\ \%$$

El procedimiento experimental es:

- Se llena con agua destilada hasta su mitad un matraz aforado 250 mL.
- Se pesan 95,3 g con una balanza analítica (o se miden 107 cm^3 usando pipetas graduadas de 50 y 10 cm^3) de NH_3 del 30,0 % y se introducen en el matraz aforado.
- Se agita la mezcla y se completa con agua hasta llegar el aforo, cuidando de añadir la última porción de agua con un cuentagotas.

c) La diferencia de densidad entre ambas disoluciones tiene su origen en la diferente cantidad de agua que contienen. La más diluida, tiene mayor densidad ya que contiene más agua que amoniaco y, el agua es una sustancia con mayor densidad que el amoniaco. Esto se debe a dos factores:

- La masa molar del NH_3 es ligeramente inferior a la del H_2O.
- Los enlaces de hidrógeno que forma el NH_3 son más débiles que los del H_2O.

2.17. ¿Cómo prepararía una disolución de ácido sulfúrico del 62,0 % (m/m) a partir de una disolución del 54,0 % (m/m) y $\rho = 1{,}435\ \text{g cm}^{-3}$ y otra disolución del 92,0 % (m/m) y $\rho = 1{,}827\ \text{g cm}^{-3}$? ¿Cuál sería el valor aproximado de la densidad de la nueva disolución?

(Castilla y León 2016)

Como no se especifica la cantidad de disolución a preparar se elige una base de cálculo. Por comodidad se selecciona un valor de 100 g de disolución de riqueza 62,0 %, ya que contendrá 62,0 g de H_2SO_4 y el resto de H_2O.

Llamando x y $(100 - x)$, respectivamente, a las masas de disoluciones del 54,0 % y 92,0 % a mezclar, se puede plantear la siguiente ecuación:

$$x\ \text{g}\ H_2SO_4\ 54\ \% \cdot \frac{54{,}0\ \text{g}\ H_2SO_4}{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 54\ \%} + (100 - x)\ \text{g}\ H_2SO_4\ 92\ \% \cdot \frac{92{,}0\ \text{g}\ H_2SO_4}{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 92\ \%} = 62{,}0\ \text{g}\ H_2SO_4$$

se obtienen:

$$x = 78{,}9\ \text{g}\ H_2SO_4\ 54{,}0\ \% \qquad (100 - x) = 21{,}1\ \text{g}\ H_2SO_4\ 92{,}0\ \%$$

Los volúmenes respectivos a mezclar para preparar la disolución son:

$$78{,}9\ \text{g}\ H_2SO_4\ 54{,}0\ \% \cdot \frac{1\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 54{,}0\ \%}{1{,}435\ \text{g}\ H_2SO_4\ 54{,}0\ \%} = 55{,}0\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 54{,}0\ \%$$

$$21{,}1\ \text{g}\ H_2SO_4\ 92{,}0\ \% \cdot \frac{1\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 92{,}0\ \%}{1{,}827\ \text{g}\ H_2SO_4\ 92{,}0\ \%} = 11{,}5\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 92{,}0\ \%$$

Haciendo la aproximación de sumar volúmenes, que no es muy correcta en este caso por ser sustancias de densidades muy diferentes, la densidad aparente de la disolución obtenida es:

$$\rho = \frac{100\ \text{g disolución}}{(55{,}0 + 11{,}5)\ \text{cm}^3\ \text{disolución}} = 1{,}50\ \text{g cm}^{-3}$$

2.18. Calcule cuántos mL de disolución acuosa concentrada de ácido sulfúrico de densidad 1,827 g mL^{-1} y del 92,7 % en masa se deben tomar para preparar 1,00 L de disolución de dicho ácido que contenga 1,00 g de soluto por cada mL de disolución.

(Castilla-La Mancha 2020)

La cantidad de soluto que contiene la disolución a preparar es:

$$1{,}00\text{ L disolución}\cdot\frac{10^3\text{ mL disolución}}{1\text{ L disolución}}\cdot\frac{1{,}00\text{ g }H_2SO_4}{1\text{ mL disolución}}=1{,}00\cdot10^3\text{ g }H_2SO_4$$

Como se dispone de disolución de riqueza 92,7 % en masa:

$$1{,}00\cdot10^3\text{ g }H_2SO_4\cdot\frac{100\text{ g }H_2SO_4\text{ 92,7 \%}}{92{,}7\text{ g }H_2SO_4}\cdot\frac{1\text{ mL }H_2SO_4\text{ 92,7 \%}}{1{,}827\text{ g }H_2SO_4\text{ 92,7 \%}}=590\text{ mL }H_2SO_4\text{ 92,7 \%}$$

2.19. En la vitrina del laboratorio hay un frasco que contiene una disolución de ácido nítrico en cuya etiqueta pone:

0,800 molal y densidad 1,50 kg L^{-1}.

Calcule:

a) El volumen (en mL) que es necesario tomar para preparar 100 mL de disolución de ácido nítrico 0,300 M, indicando el proceso a seguir y el material necesario.

b) Si a 20,0 mL de la disolución inicial (frasco) se le añaden 50,0 mL de agua, ¿cuál será la molalidad de la disolución resultante?

b) El porcentaje en masa y la fracción molar de soluto del apartado b).

(Extremadura 2021)

Tomando una base de cálculo una cantidad de disolución que contenga 1 kg de disolvente los valores de la razón másica y fracción másica son para la disolución propuesta son, respectivamente:

$$\frac{0{,}800\text{ mol }HNO_3}{1\text{ kg }H_2O}\cdot\frac{63{,}0\text{ g }HNO_3}{1\text{ mol }HNO_3}\cdot\frac{1\text{ kg }H_2O}{10^3\text{ g }H_2O}=0{,}0504\frac{\text{g }HNO_3}{\text{g }H_2O}\quad\rightarrow\quad\frac{0{,}0504\text{ g }HNO_3}{(1+0{,}0504)\text{ g disolución}}$$

Cambiando las unidades de la densidad de la disolución:

$$\frac{1{,}50\text{ kg disolución}}{1\text{ L disolución}}\cdot\frac{1\text{ L disolución}}{10^3\text{ mL disolución}}\cdot\frac{10^3\text{ g disolución}}{1\text{ kg disolución}}=1{,}50\text{ g mL}^{-1}$$

a) La cantidad de HNO_3 que contiene la disolución a preparar es:

$$100\text{ mL }HNO_3\text{ 0,300 M}\cdot\frac{1\text{ L }HNO_3\text{ 0,300 M}}{10^3\text{ mL }HNO_3\text{ 0,300 M}}\cdot\frac{0{,}300\text{ mol }HNO_3}{1\text{ L }HNO_3\text{ 0,300 M}}=0{,}0300\text{ mol }HNO_3$$

Relacionando esta cantidad con la disolución concentrada original:

$$0{,}0300\text{ mol }HNO_3\cdot\frac{63{,}0\text{ g }HNO_3}{1\text{ mol }HNO_3}\cdot\frac{(1+0{,}0504)\text{ g disolución}}{0{,}0504\text{ g }HNO_3}\cdot\frac{1\text{ mL disolución}}{1{,}50\text{ g disolución}}=26{,}3\text{ mL disolución}$$

El procedimiento experimental es:

- Se llena con agua destilada hasta su mitad un matraz aforado 100 mL.
- Se miden 26,3 mL, usando pipetas graduadas de 50 mL, de la disolución original y se introducen en el matraz aforado.
- Se agita la mezcla y se completa con agua hasta llegar el aforo, cuidando de añadir la última porción de agua con un cuentagotas.

b) Si se dispone de 20,0 mL de la disolución original, las masas de disolución, soluto y disolvente son:

$$20{,}0\text{ mL disolución}\cdot\frac{1{,}50\text{ g disolución}}{1\text{ mL disolución}}=30{,}0\text{ g disolución}$$

$$30{,}0\ \text{g disolución} \cdot \frac{0{,}0504\ \text{g HNO}_3}{(1 + 0{,}0504)\ \text{g disolución}} = 1{,}44\ \text{g HNO}_3$$

$$30{,}0\ \text{g disolución} - 1{,}44\ \text{g HNO}_3 = 28{,}6\ \text{g H}_2\text{O}$$

Si se añaden 50,0 mL de agua a la disolución anterior, la concentración molal de la misma considerando una densidad del agua de 1,00 g mL^{-1} es:

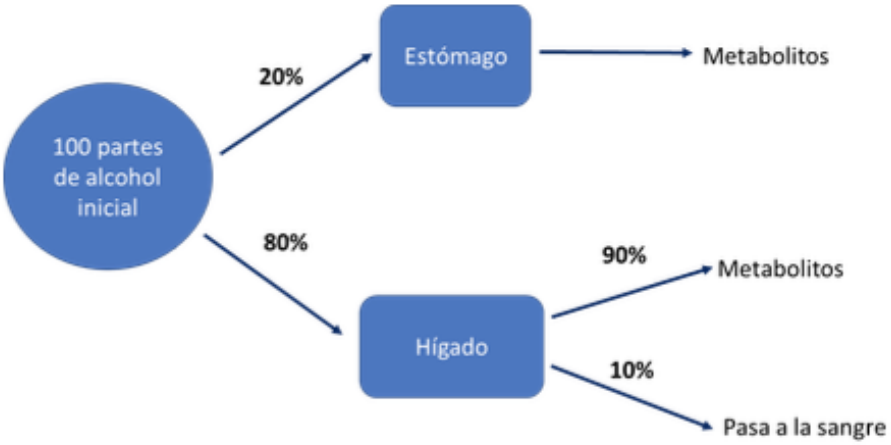
$$\frac{1{,}44\ \text{g HNO}_3}{(28{,}6 + 50{,}0)\ \text{g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1\ \text{mol HNO}_3}{63{,}0\ \text{g HNO}_3} \cdot \frac{10^3\ \text{g H}_2\text{O}}{1\ \text{kg H}_2\text{O}} = 0{,}291\ \text{mol kg}^{-1}$$

c) La concentración de la disolución del apartado anterior expresada como porcentaje en masa y fracción molar de soluto son:

$$\frac{1{,}44\ \text{g HNO}_3}{(30{,}0 + 50{,}0)\ \text{g disolución}} \cdot 100 = 1{,}80\ \%$$

$$\frac{1{,}44\ \text{g HNO}_3 \cdot \frac{1\ \text{mol HNO}_3}{63{,}0\ \text{g HNO}_3}}{1{,}44\ \text{g HNO}_3 \cdot \frac{1\ \text{mol HNO}_3}{63{,}0\ \text{g HNO}_3} + (28{,}6 + 50{,}0)\ \text{g H}_2\text{O} \cdot \frac{1\ \text{mol g H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}}} = 5{,}21 \cdot 10^{-3}$$

2.20. El hígado es el órgano que se encarga de metabolizar la mayor cantidad de etanol (alcohol etílico), produciendo acetaldehído y posteriormente, acetato. El 20 % del alcohol etílico es degradado en el estómago. El 72 % lo metaboliza el hígado y el 8 % restante pasa directamente a la sangre que va hacia el corazón y el cerebro.



El hígado de un adulto de 70,0 kg es capaz de metabolizar 16,0 mL de alcohol cada 70,0 minutos. Si una persona bebe muchas copas seguidas se incrementa el porcentaje de alcohol en sangre pudiendo llegar hasta la muerte.
Una determinada marca de cerveza tiene un contenido en alcohol del 5,00 % en volumen.
a) ¿Cuánto alcohol (expresado en gramos) hay en una lata de 330 mL?
b) Si una persona tiene 5,00 litros de sangre, y suponiendo que solamente pasa a la sangre el 8,00 % del alcohol ingerido, ¿cuál es el tanto por ciento en volumen de la concentración de alcohol en sangre tras beberse una lata de cerveza? (Suponga que el volumen y la densidad de la sangre permanecen constantes).
c) ¿Cuál es el tanto por ciento (en volumen) de alcohol en la sangre si se bebe tres latas de cervezas muy seguidas? ¿Y el tanto por ciento en peso? (Suponga que el volumen y la densidad de la sangre permanecen constantes).
d) ¿Cuánto tiempo (en horas) tardará el hígado en metabolizar el alcohol que se ingiere con tres cervezas?
e) Si la tasa de alcohol en sangre permitida en España es de 0,500 g L^{-1}, ¿podrían multar a esta persona por haberse bebido las tres cervezas?
Datos. Densidad (g mL^{-1}): alcohol = 0,800; sangre = 1,05.

(Extremadura 2022)

a) El volumen de alcohol contenido en cada lata de cerveza es:

$$1\ \text{lata cerveza} \cdot \frac{330\ \text{mL cerveza}}{\text{lata}} \cdot \frac{5{,}00\ \text{mL alcohol}}{100\ \text{mL cerveza}} = 16{,}5\ \text{mL alcohol}$$

La masa de alcohol contenido en cada lata de cerveza es:

$$16{,}5\ \text{mL alcohol} \cdot \frac{0{,}800\ \text{g alcohol}}{1\ \text{mL alcohol}} = 13{,}2\ \text{g alcohol}$$

b) La concentración de alcohol en sangre (V/V) por cada lata de cerveza ingerida es:

$$\frac{16{,}5\ \text{mL alcohol}}{5{,}00\ \text{L sangre}} \cdot \frac{8{,}00\ \text{mL alcohol (sangre)}}{100\ \text{mL alcohol (total)}} \cdot \frac{1\ \text{L sangre}}{10^3\ \text{mL sangre}} \cdot 100 = 0{,}0264\ \%\ (V/V)$$

c) La concentración de alcohol en sangre (V/V) y (m/m) por las tres latas de cerveza ingeridas es:

$$3 \cdot \frac{16{,}5\ \text{mL alcohol}}{5{,}00\ \text{L sangre}} \cdot \frac{8{,}00\ \text{mL alcohol (sangre)}}{100\ \text{mL alcohol (total)}} \cdot \frac{1\ \text{L sangre}}{10^3\ \text{mL sangre}} \cdot 100 = 0{,}0792\ \%\ (V/V)$$

$$\frac{0{,}0792\ \text{mL alcohol}}{100\ \text{mL sangre}} \cdot \frac{0{,}800\ \text{g alcohol}}{1\ \text{mL alcohol}} \cdot \frac{1\ \text{mL sangre}}{1{,}05\ \text{g sangre}} \cdot 100 = 0{,}0603\ \%\ (m/m)$$

d) De acuerdo con el esquema propuesto, el tiempo necesario para metabolizar las tres latas de cerveza es:

$$3 \cdot 16{,}5\ \text{mL alcohol} \cdot \frac{80{,}0\ \text{mL alcohol (hígado)}}{100\ \text{mL alcohol (total)}} \cdot \frac{90{,}0\ \text{mL alcohol (metab)}}{100\ \text{mL alcohol (total)}} = 35{,}6\ \text{mL alcohol (metab)}$$

$$35{,}6\ \text{mL alcohol (metab)} \cdot \frac{70\ \text{min}}{16\ \text{mL alcohol (metab)}} \cdot \frac{1\ \text{h}}{60\ \text{min}} = 2{,}6\ \text{h}$$

e) La concentración de alcohol en sangre (g/L) por las tres latas de cerveza ingeridas es:

$$\frac{0{,}0792\ \text{mL alcohol}}{100\ \text{mL sangre}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL sangre}}{1\ \text{L sangre}} \cdot \frac{0{,}800\ \text{g alcohol}}{1\ \text{mL alcohol}} = 0{,}634\ \text{g L}^{-1}$$

Como el valor obtenido es mayor que 0,5 g L^{-1}, sí pueden multar a esa persona.

2.21. Una disolución de ácido sulfúrico en agua tiene una densidad de 1,045 g cm^{-3}. Si la disolución es del 9,47 % *m/m* en ácido, determine:
a) La molaridad de la disolución.
b) La fracción molar del ácido y del disolvente.
c) ¿Cuántos mL de la disolución anterior se precisan para preparar 500 mL de disolución 0,020 M de ácido?

(Murcia 2022)

a) Tomando como base de cálculo 100 g de disolución de H_2SO_4 del 9,47 % la molaridad de la misma es:

$$\frac{9{,}47\ \text{g } H_2SO_4}{100\ \text{g } H_2SO_4\ 9{,}47\ \%} \cdot \frac{1\ \text{mol } H_2SO_4}{98{,}1\ \text{g } H_2SO_4} \cdot \frac{1{,}045\ \text{g } H_2SO_4\ 9{,}47\ \%}{1\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 9{,}47\ \%} \cdot \frac{10^3\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 9{,}47\ \%}{1\ \text{L } H_2SO_4\ 9{,}47\ \%} = 1{,}01\ \text{mol L}^{-1}$$

b) Tomando como base de cálculo 100 g de disolución de H_2SO_4 del 9,47 % las fracciones molares de la misma son:

$$\chi_{H_2SO_4} = \frac{9{,}47\ \text{g } H_2SO_4 \cdot \frac{1\ \text{mol } H_2SO_4}{98{,}1\ \text{g } H_2SO_4}}{9{,}47\ \text{g } H_2SO_4 \cdot \frac{1\ \text{mol } H_2SO_4}{98{,}1\ \text{g } H_2SO_4} + (100 - 9{,}47)\ \text{g } H_2O \cdot \frac{1\ \text{mol } H_2O}{18{,}0\ \text{g } H_2O}} = 0{,}0188$$

Para cualquier mezcla binaria se cumple que:

$$\chi_{H_2SO_4} + \chi_{H_2O} = 1$$

La fracción molar del disolvente es:

$$\chi_{H_2O} = 1 - 0{,}0188 = 0{,}982$$

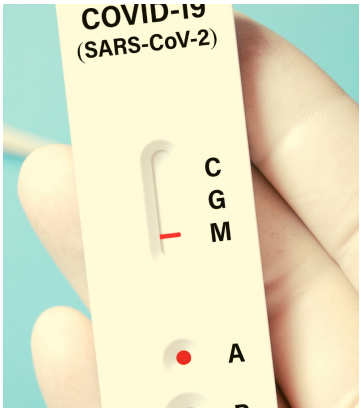
c) La masa de H_2SO_4 que se necesita para preparar la disolución 0,020 M es:

$$500\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 0{,}020\ \text{M} \cdot \frac{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ 0{,}020\ \text{M}}{10^3\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 0{,}020\ \text{M}} \cdot \frac{0{,}020\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ 0{,}020\ \text{M}} \cdot \frac{98{,}1\ \text{g}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4} = 0{,}98\ \text{g}\ H_2SO_4$$

Como se dispone de H_2SO_4 comercial de riqueza 9,47 % y $\rho = 1{,}045\ \text{g cm}^{-3}$, el volumen que se necesita es:

$$0{,}98\ \text{g}\ H_2SO_4 \cdot \frac{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 9{,}47\ \%}{9{,}47\ \text{g}\ H_2SO_4} \cdot \frac{1\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 9{,}47\ \%}{1{,}045\ \text{g}\ H_2SO_4\ 9{,}47\ \%} = 9{,}9\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 9{,}47\ \%$$

2.22. Las nanopartículas de oro son esferas de este metal cuyo diámetro es del orden de los pocos nanómetros, y se emplean en muchos tests de diagnóstico (por ejemplo, el test de embarazo o los test para la detección del COVID-19). La línea de color rojizo que aparece en dichos test debe su color, precisamente, a nanopartículas de oro.



La síntesis de este material a nivel de laboratorio se lleva a cabo mediante el llamado método de Turkevich, y consiste en la reducción controlada de un compuesto de Au(III), el ácido tetracloroáurico, $HAuCl_4$, usando citrato de sodio como reductor.

En una preparación de laboratorio habitual para obtener nanopartículas de 20 nanómetros de diámetro, se mezclaron 0,50 mL de $HAuCl_4$ 25,0 mM con 49,50 mL de agua destilada, calentando a ebullición con agitación controlada. A continuación, se añadieron 1,25 mL de disolución de citrato de sodio (10 mg mL^{-1}), y se observó el cambio de color de la mezcla de modo que, al cabo de tres minutos, se obtuvo una suspensión de color rojo vino tinto. Por último, se dejó enfriar y se midió el volumen final obtenido, resultando ser de 45,00 mL.

a) Para preparar la disolución de $HAuCl_4$ 25,0 mM se utilizaron exactamente 0,8909 g del producto comercial ($HAuCl_4 \cdot 3H_2O$). ¿Qué volumen de agua destilada hubo que añadir? Considere que el volumen de la disolución es el mismo que el del agua añadida.

b) Si la reducción del $HAuCl_4$ se lleva a cabo completamente, y la densidad del oro es 19,32 g cm^{-3}, ¿cuántas nanopartículas contiene 1 mL de la suspensión?

(Dato. Volumen de una esfera, $V = \frac{4}{3}\pi r^3$).

(Preselección Valencia 2023)

a) De acuerdo con el concepto de concentración molar y considerando que el volumen de H_2O coincide con el volumen de disolución:

$$\frac{0{,}8909\ \text{g}\ HAuCl_4 \cdot 3H_2O}{V\ \text{mL}\ H_2O} \cdot \frac{10^3\ \text{mg}\ HAuCl_4 \cdot 3H_2O}{1\ \text{g}\ HAuCl_4 \cdot 3H_2O} \cdot \frac{394{,}0\ \text{mg}\ HAuCl_4 \cdot 3H_2O}{1\ \text{mmol}\ HAuCl_4 \cdot 3H_2O} = 25{,}0 \cdot 10^{-3}\ \text{M}$$

Se obtiene, $V = 90{,}4\ \text{mL}\ H_2O$.

b) La masa de Au que contiene la muestra es:

$$0{,}50\ \text{mL}\ HAuCl_4\ 25{,}0 \cdot 10^{-3}\ \text{M} \cdot \frac{25{,}0 \cdot 10^{-3}\ \text{mmol}\ HAuCl_4}{1\ \text{mL}\ HAuCl_4\ 25{,}0 \cdot 10^{-3}\ \text{M}} = 1{,}3 \cdot 10^{-2}\ \text{mmol}\ HAuCl_4$$

$$1{,}3 \cdot 10^{-2}\ \text{mmol}\ HAuCl_4 \cdot \frac{1\ \text{mmol Au}}{1\ \text{mmol}\ HAuCl_4} \cdot \frac{1\ \text{mol Au}}{10^3\ \text{mmol Au}} \cdot \frac{197{,}0\ \text{g Au}}{1\ \text{mol Au}} = 2{,}5 \cdot 10^{-3}\ \text{g Au}$$

El volumen que ocupa el Au de la muestra es:

$$2{,}5 \cdot 10^{-3}\ \text{g Au} \cdot \frac{1\ \text{cm}^3\ \text{Au}}{19{,}32\ \text{g Au}} = 1{,}3 \cdot 10^{-4}\ \text{cm}^3\ \text{Au}$$

El volumen de una nanopartícula esférica de Au de 20 nm de diámetro es:

$$V = \frac{4\pi}{3} \cdot \left(\frac{20\ \text{nm}}{2} \cdot \frac{10^{-7}\ \text{cm}}{1\ \text{nm}} \right)^3 = 4{,}2 \cdot 10^{-18}\ \text{cm}^3$$

Relacionando el volumen total con el de una nanopartícula, se obtiene el número de estas por cada mL de muestra:

$$\frac{1{,}3 \cdot 10^{-4}\ \text{cm}^3\ \text{Au}}{45\ \text{mL muestra}} \cdot \frac{1\ \text{nanopartícula}}{4{,}2 \cdot 10^{-18}\ \text{cm}^3} = 6{,}9 \cdot 10^{11}\ \text{nanopartículas/mL}$$

3. ESTEQUIOMETRÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

1.1. Una persona exhala alrededor de $5{,}80\cdot10^2$ L (medidos en condiciones normales) de dióxido de carbono al día. El dióxido de carbono exhalado por un astronauta es absorbido del aire de la cápsula espacial por reacción con hidróxido de litio). ¿Cuántos gramos de hidróxido de litio son requeridos por astronauta y día?

(Asturias 1992)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre CO_2 y LiOH es:

$$2\ LiOH(aq) + CO_2(g) \rightarrow Li_2CO_3(aq) + H_2O(l)$$

Considerando comportamiento ideal, la cantidad de CO_2 diaria exhalada por un astronauta es:

$$n = \frac{1{,}00\ \text{atm} \cdot 5{,}80\cdot10^2\ \text{L}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}} = 25{,}9\ \text{mol}\ CO_2$$

Relacionando CO_2 con LiOH:

$$25{,}9\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{2\ \text{mol LiOH}}{1\ \text{mol}\ CO_2} \cdot \frac{24{,}0\ \text{g LiOH}}{1\ \text{mol LiOH}} = 1{,}24\cdot10^3\ \text{g LiOH}$$

1.2. Se dispone de una muestra de 15,00 g de galena que contiene un 78,0 % de sulfuro de plomo. Se trata con ácido sulfúrico del 98 % de riqueza y densidad 1,836 g mL^{-1}. En la reacción se produce H_2S que se recoge sobre agua, obteniéndose 1,00 L de disolución de ácido sulfhídrico de densidad es 1,025 g mL^{-1}. Calcule:
a) Volumen de ácido sulfúrico gastado.
b) Molaridad y molalidad de la disolución de ácido sulfhídrico resultante.

(Castilla y León 1997)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre PbS y H_2SO_4 es:

$$PbS(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow PbSO_4(s) + H_2S(g)$$

La cantidad de PbS contenido en la muestra de galena es:

$$15{,}00\ \text{g galena} \cdot \frac{78{,}0\ \text{g PbS}}{100\ \text{g galena}} \cdot \frac{1\ \text{mol PbS}}{239{,}1\ \text{g PbS}} = 0{,}0489\ \text{mol PbS}$$

Relacionando PbS con H_2SO_4:

$$0{,}0489\ \text{mol PbS} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol PbS}} \cdot \frac{98{,}1\ \text{g}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4} = 4{,}80\ \text{g}\ H_2SO_4$$

Como se dispone de disolución de riqueza 98 %:

$$4{,}80\ \text{g}\ H_2SO_4 \cdot \frac{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 98\ \%}{98\ \text{g}\ H_2SO_4} \cdot \frac{1\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 98\ \%}{1{,}836\ \text{g}\ H_2SO_4\ 98\ \%} = 2{,}7\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 98\ \%$$

b) Relacionando PbS con H_2S:

$$0{,}0489\ \text{mol PbS} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2S}{1\ \text{mol PbS}} = 0{,}0489\ \text{mol}\ H_2S$$

La molaridad de la disolución es:

$$\frac{0{,}0489\ \text{mol}\ H_2S}{1{,}00\ \text{L disolución}} = 0{,}0489\ \text{mol L}^{-1}$$

La masa disolución de ácido sulfhídrico obtenida:

$$1{,}00\ \text{L disolución} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} \cdot \frac{1{,}025\ \text{g disolución}}{1\ \text{mL disolución}} = 1{,}03\cdot10^3\ \text{g disolución}$$

La masa de H_2S obtenido es :

$$0{,}0489\ \text{mol}\ H_2S \cdot \frac{34{,}1\ \text{g}\ H_2S}{1\ \text{mol}\ H_2S} = 1{,}67\ \text{g}\ H_2S$$

La molalidad de la disolución es:

$$\frac{0{,}0489\ \text{mol}\ H_2S}{(1{,}03\cdot 10^3\ \text{g disolución} - 1{,}67\ \text{g}\ H_2S)\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{kg}\ H_2O} = 0{,}0476\ \text{mol kg}^{-1}$$

1.3. Un globo se llena con hidrógeno procedente de la siguiente reacción:

$$CaH_2(s) + H_2O(l) \rightarrow Ca(OH)_2(aq) + H_2(g)$$

a) Ajuste la reacción.

b) ¿Cuántos gramos de hidruro de calcio harán falta para producir 250 mL de hidrógeno, medidos en condiciones normales, para llenar el globo?

c) ¿Qué volumen de HCl 0,10 M será necesario para que reaccione todo el hidróxido de calcio formado?

d) ¿Qué volumen adquirirá el globo si asciende hasta la zona donde la presión es de 0,50 atm y la temperatura de –73 °C?

(Extremadura 1998)

a) La ecuación química ajustada es:

$$CaH_2(s) + 2\ H_2O(l) \rightarrow Ca(OH)_2(aq) + 2\ H_2(g)$$

b) Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas a obtener es:

$$n = \frac{1\ \text{atm} \cdot 250\ \text{mL}\ H_2}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{L}\ H_2}{10^3\ \text{mL}\ H_2} = 1{,}11\cdot 10^{-2}\ \text{mol}\ H_2$$

Relacionando H_2 y CaH_2:

$$1{,}11\cdot 10^{-2}\ \text{mol}\ H_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CaH_2}{2\ \text{mol}\ H_2} \cdot \frac{42{,}1\ \text{g}\ CaH_2}{1\ \text{mol}\ CaH_2} = 0{,}234\ \text{g}\ CaH_2$$

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la neutralización del $Ca(OH)_2$ con HCl es:

$$2\ HCl(aq) + Ca(OH)_2(aq) \rightarrow CaCl_2(aq) + 2\ H_2O(l)$$

Relacionando H_2 y HCl:

$$1{,}11\cdot 10^{-2}\ \text{mol}\ H_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Ca(OH)_2}{2\ \text{mol}\ H_2} \cdot \frac{2\ \text{mol HCl}}{1\ \text{mol}\ Ca(OH)_2} \cdot \frac{1\ \text{L HCl 0,10 M}}{0{,}10\ \text{mol HCl}} = 0{,}11\ \text{L HCl 0,1 M}$$

d) Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado el gas en condiciones diferentes a las iniciales es:

$$V = \frac{(1{,}11\cdot 10^{-2}\ \text{mol}\ H_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (273{,}15 - 73)\ \text{K}}{0{,}50\ \text{atm}} = 0{,}36\ \text{L}\ H_2$$

De acuerdo con las leyes de los gases, el descenso de la temperatura debe reducir el volumen ocupado por el gas. Por otra parte, el descenso de presión hace aumentar el volumen del gas y este aumento compensa la reducción debida al enfriamiento.

1.4. Se tienen 90 g de gas etano, C_2H_6. Suponiendo que el etano es un gas ideal, calcule:
a) Volumen que ocupa a 1 atm y 25 °C.
b) Número de moléculas de etano que hay en los 90 g.
c) Volumen de CO_2 (gas, considerado también ideal) que se puede formar, a la misma presión y temperatura, a partir del etano si la reacción siguiente es completa (ajuste previamente la ecuación química):

$$C_2H_6(g) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(l)$$

(Valencia 1998)

El número de moles de gas correspondiente a los 90 g de etano es:

$$90\ \text{g}\ C_2H_6 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_6}{30{,}0\ \text{g}\ C_2H_6} = 3{,}0\ \text{mol}\ C_2H_6$$

a) Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas en las condiciones propuestas es:

$$V = \frac{3{,}0\ \text{mol} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 73\ \text{L}\ C_2H_6$$

b) El número de moléculas correspondiente a esta masa de gas es:

$$3{,}0\ \text{mol}\ C_2H_6 \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}\ C_2H_6}{1\ \text{mol}\ C_2H_6} = 1{,}8 \cdot 10^{24}\ \text{moléculas}\ C_2H_6$$

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del etano es:

$$2\ C_2H_6(g) + 7\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 6\ H_2O(l)$$

Relacionando C_2H_6 y CO_2:

$$3{,}0\ \text{mol}\ C_2H_6 \cdot \frac{2\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_2H_6} = 6{,}0\ \text{mol}\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(6{,}0\ \text{mol}\ CO_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 147\ \text{L}\ CO_2$$

1.5. Para determinar la riqueza de una muestra de zinc se toman 50,0 g de ella y se tratan con una disolución de ácido clorhídrico de densidad 1,18 g cm^{-3} y 35,0 % en masa de HCl, necesitándose para la completa reacción del zinc contenido en la muestra, 129 cm^3 de dicha disolución.
a) Establezca la ecuación química correspondiente a la reacción que tiene lugar.
b) Determine la molaridad de la disolución de ácido clorhídrico.
c) Calcule el porcentaje de zinc en la muestra.
d) ¿Qué volumen de hidrógeno, recogido a 27 °C y a la presión de 710 mmHg, se desprenderá durante el proceso?

(Murcia 1999) (Cantabria 2014)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y Zn es:

$$Zn(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$$

b) Tomando como base de cálculo 100 g de disolución de HCl de riqueza 35,0 %, su concentración molar es:

$$\frac{35{,}0\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl 35,0 \%}} \cdot \frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}} \cdot \frac{1{,}18\ \text{g HCl 35,0 \%}}{1\ \text{cm}^3\ \text{HCl 35,0 \%}} \cdot \frac{10^3\ \text{cm}^3\ \text{HCl 35,0 \%}}{1\ \text{L HCl 35,0 \%}} = 11{,}3\ \text{mol L}^{-1}$$

c) La cantidad de HCl que reacciona es:

$$129\ \text{cm}^3\ \text{HCl 35,0 \%} \cdot \frac{11{,}3\ \text{mol HCl}}{10^3\ \text{cm}^3\ \text{HCl 35,0 \%}} = 1{,}46\ \text{mol HCl}$$

Relacionando HCl con Zn:

$$1{,}46\ \text{mol HCl} \cdot \frac{1\ \text{mol Zn}}{2\ \text{mol HCl}} \cdot \frac{65{,}4\ \text{g Zn}}{1\ \text{mol Zn}} = 47{,}6\ \text{g Zn}$$

La riqueza de la muestra es:

$$\frac{47{,}6\ \text{g Zn}}{50\ \text{g muestra}} \cdot 100 = 95{,}3\ \%\ \text{Zn}$$

d) Relacionando HCl con H_2:

$$1{,}46\ \text{mol HCl} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2}{2\ \text{mol HCl}} = 0{,}730\ \text{mol H}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}730\ \text{mol H}_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15)\ \text{K}}{710\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 19{,}2\ \text{L H}_2$$

1.6. El origen de formación de una cueva se encuentra en la disolución del carbonato de calcio gracias al agua de lluvia que contiene cantidades variables de CO_2, de acuerdo con el proceso:

$$CaCO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\ HCO_3^-(aq)$$

a) Suponiendo que una cueva subterránea tiene forma esférica y un radio de 4,00 m, que el agua de lluvia contiene en promedio 20,0 mg L^{-1} de CO_2, que la superficie sobre la cueva es plana y, por tanto, el área donde cae la lluvia responsable de la formación de la cueva es circular, de 4,00 m de radio, y que en promedio caen 240 L m^{-2} al año en el lugar donde se ha formado la cueva, calcule el tiempo que ha necesitado para que se formara la cueva.

b) Calcule la concentración (en mol L^{-1} y en mg L^{-1}) que tendría el Ca^{2+} en el agua subterránea de esa cueva, suponiendo que la única fuente de agua fuera la lluvia y la única fuente de calcio fuera la reacción arriba indicada. Si se tomara un litro de agua de la cueva y se evaporara el agua, en estas condiciones, ¿qué cantidad de hidrogenocarbonato de calcio se obtendría?

c) Se ha analizado el agua de la cueva, observándose que tiene la siguiente composición en mg L^{-1}:

$Ca^{2+} = 40{,}0$ $Na^+ = 13{,}1$ $Mg^{2+} = 7{,}8$ $HCO_3^- = 153{,}0$ $SO_4^{2-} = 23{,}8$ $Cl^- = 10{,}9$

Suponiendo que al evaporar un litro de agua mineral, todo el calcio se combina con el hidrogenocarbonato, calcule la masa de $Ca(HCO_3)_2$ formado.

d) Si el hidrogenocarbonato que sobra se combina con sodio, calcule la masa de $NaHCO_3$ formado.

e) Si el sodio sobrante se combina con cloruro, calcule la masa de cloruro de sodio que se forma.

f) Si el cloruro sobrante se combina con magnesio, calcule la masa de cloruro de magnesio obtenida.

g) Si el magnesio que sobra se combina con sulfato, calcule la masa de sulfato de magnesio obtenida.

h) Si finalmente el sulfato que sobra se combinara con K^+, ¿cuánto K^+ debería tener el agua (expresado en mg L^{-1}), y que masa de K_2SO_4 se formaría?

(Datos. $V_{esfera} = 4/3\ \pi R^3$; $A_{círculo} = \pi R^2$; densidad $CaCO_3(s) = 2{,}930$ g cm^{-3}).

(Valencia 1999)

a) El área sobre la que cae el agua de lluvia es:

$$A = \pi \cdot (4{,}00\ \text{m})^2 = 50{,}3\ \text{m}^2$$

El volumen de agua que cae sobre la cueva en un año es:

$$50{,}3\ \text{m}^2 \cdot \frac{240\ \text{L}}{\text{m}^2\ \text{año}} \cdot 1\ \text{año} = 1{,}21 \cdot 10^4\ \text{L}$$

El volumen de la cueva y, por tanto, de $CaCO_3$ que se disuelve es:

$$V = \frac{4}{3}\pi\ (4{,}00\ \text{m})^3 \cdot \frac{10^6\ \text{cm}^3}{1\ \text{m}^3} = 2{,}68 \cdot 10^8\ \text{cm}^3\ CaCO_3$$

Expresando la cantidad anterior en moles:

$$2{,}68 \cdot 10^8\ \text{cm}^3\ CaCO_3 \cdot \frac{2{,}930\ \text{g}\ CaCO_3}{1\ \text{cm}^3\ CaCO_3} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CaCO_3}{100{,}1\ \text{g}\ CaCO_3} = 7{,}85 \cdot 10^6\ \text{mol}\ CaCO_3$$

Relacionando $CaCO_3$ y CO_2:

$$7{,}85{\cdot}10^6 \text{ mol } CaCO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } CaCO_3} \cdot \frac{44{,}0 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 3{,}46{\cdot}10^8 \text{ g } CO_2$$

Relacionando CO_2 y agua de lluvia:

$$3{,}46{\cdot}10^8 \text{ g } CO_2 \cdot \frac{10^3 \text{ mg } CO_2}{1 \text{ g } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ L agua}}{20{,}0 \text{ mg } CO_2} = 1{,}73{\cdot}10^{10} \text{ L agua}$$

El tiempo necesario para recoger ese volumen de agua de lluvia que determina la edad de la cueva es:

$$1{,}73{\cdot}10^{10} \text{ L agua} \cdot \frac{1 \text{ año}}{1{,}21{\cdot}10^4 \text{ L}} = 1{,}43{\cdot}10^6 \text{ años}$$

b) Teniendo en cuenta que el agua de lluvia contiene 20,0 mg L^{-1} de CO_2, la concentración de Ca^{2+} expresada en mol L^{-1} y mg L^{-1} es:

$$\frac{20{,}0 \text{ mg } CO_2}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ g } CO_2}{10^3 \text{ mg } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44{,}0 \text{ g } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } Ca^{2+}}{1 \text{ mol } CO_2} = 4{,}54{\cdot}10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

$$\frac{4{,}54{\cdot}10^{-4} \text{ mol } Ca^{2+}}{\text{L}} \cdot \frac{40{,}1 \text{ g } Ca^{2+}}{1 \text{ mol } Ca^{2+}} \cdot \frac{10^3 \text{ mg } Ca^{2+}}{1 \text{ g } Ca^{2+}} = 18{,}2 \text{ mg L}^{-1}$$

A partir de estos valores, la masa de $Ca(HCO_3)_2$ que se podría obtener de 1 L de agua de lluvia es:

$$1 \text{ L agua} \cdot \frac{4{,}54{\cdot}10^{-4} \text{ mol } Ca^{2+}}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ mol } Ca(HCO_3)_2}{1 \text{ mol } Ca^{2+}} \cdot \frac{162{,}1 \text{ g } Ca(HCO_3)_2}{1 \text{ mol } Ca(HCO_3)_2} = 0{,}0736 \text{ g } Ca(HCO_3)_2$$

c) Considerando limitante el ion Ca^{2+}, la cantidad de $Ca(HCO_3)_2$ que se obtiene es:

$$40{,}0 \text{ mg } Ca^{2+} \cdot \frac{1 \text{ mmol } Ca^{2+}}{40{,}1 \text{ mg } Ca^{2+}} \cdot \frac{1 \text{ mmol } Ca(HCO_3)_2}{1 \text{ mmol } Ca^{2+}} \cdot \frac{162{,}1 \text{ mg } Ca(HCO_3)_2}{1 \text{ mmol } Ca(HCO_3)_2} = 162 \text{ mg } Ca(HCO_3)_2$$

d) La cantidad de $NaHCO_3$ obtenido con el ion HCO_3^- sobrante del apartado anterior es:

$$162 \text{ mg } Ca(HCO_3)_2 - 40{,}0 \text{ mg } Ca^{2+} = 122 \text{ mg } HCO_3^-$$

$$153 \text{ mg } HCO_3^- \text{ (total)} - 122 \text{ mg } HCO_3^- \text{ (gastado)} = 31{,}0 \text{ mg } HCO_3^- \text{ (sobrante)}$$

$$31{,}0 \text{ mg } HCO_3^- \cdot \frac{1 \text{ mmol } HCO_3^-}{61{,}0 \text{ mg } HCO_3^-} \cdot \frac{1 \text{ mmol } NaHCO_3}{1 \text{ mmol } HCO_3^-} \cdot \frac{84{,}0 \text{ mg } NaHCO_3}{1 \text{ mmol } NaHCO_3} = 42{,}7 \text{ mg } NaHCO_3$$

e) La cantidad de NaCl obtenido con el ion Na^+ sobrante del apartado anterior es:

$$42{,}7 \text{ mg } NaHCO_3 - 31{,}0 \text{ mg } HCO_3^- = 11{,}7 \text{ mg } Na^+$$

$$13{,}1 \text{ mg } Na^+ \text{ (total)} - 11{,}7 \text{ mg } Na^+ \text{ (gastado)} = 1{,}40 \text{ mg } Na^+ \text{ (sobrante)}$$

$$1{,}40 \text{ mg } Na^+ \cdot \frac{1 \text{ mmol } Na^+}{23{,}0 \text{ mg } Na^+} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaCl}}{1 \text{ mmol } Na^+} \cdot \frac{58{,}5 \text{ mg NaCl}}{1 \text{ mmol NaCl}} = 3{,}56 \text{ mg NaCl}$$

f) La cantidad de $MgCl_2$ obtenido con el ion Cl^- sobrante del apartado anterior es:

$$3{,}56 \text{ mg NaCl} - 1{,}40 \text{ mg } Na^+ = 2{,}16 \text{ mg } Cl^-$$

$$10{,}9 \text{ mg } Cl^- \text{ (total)} - 2{,}3 \text{ mg } Cl^- \text{ (gastado)} = 8{,}74 \text{ mg } Cl^- \text{ (sobrante)}$$

$$8{,}74 \text{ mg } Cl^- \cdot \frac{1 \text{ mmol } Cl^-}{35{,}5 \text{ mg } Cl^-} \cdot \frac{1 \text{ mmol } MgCl_2}{2 \text{ mmol } Cl^-} \cdot \frac{95{,}3 \text{ mg } MgCl_2}{1 \text{ mmol } MgCl_2} = 11{,}7 \text{ mg } MgCl_2$$

▪ La cantidad de $MgSO_4$ obtenido con el ion Mg^{2+} sobrante del apartado anterior es:

$$11{,}7 \text{ mg } MgCl_2 - 8{,}74 \text{ mg } Cl^- = 2{,}96 \text{ mg } Mg^{2+}$$

$$7{,}8 \text{ mg } Mg^{2+} \text{ (total)} - 2{,}96 \text{ mg } Mg^{2+} \text{ (gastado)} = 4{,}8 \text{ mg } Mg^{2+} \text{ (sobrante)}$$

$$4{,}8\ \text{mg}\ Mg^{2+} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ Mg^{2+}}{24{,}3\ \text{mg}\ Mg^{2+}} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ MgSO_4}{1\ \text{mmol}\ Mg^{2+}} \cdot \frac{120{,}3\ \text{mg}\ MgSO_4}{1\ \text{mmol}\ MgSO_4} = 24\ \text{mg}\ MgSO_4$$

▪ La cantidad de K_2SO_4 (obtenido con el ion SO_4^{2-} sobrante del apartado anterior es:

$$24\ \text{mg}\ K_2SO_4 - 4{,}8\ \text{mg}\ Mg^{2+} = 19\ \text{mg}\ SO_4^{2-}$$

$$23{,}8\ \text{mg}\ SO_4^{2-}\ \text{(total)} - 19\ \text{mg}\ SO_4^{2-}\ \text{(gastado)} = 4{,}8\ \text{mg}\ SO_4^{2-}\ \text{(sobrante)}$$

$$4{,}8\ \text{mg}\ SO_4^{2-} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ SO_4^{2-}}{96{,}1\ \text{mg}\ SO_4^{2-}} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ K_2SO_4}{1\ \text{mmol}\ SO_4^{2-}} \cdot \frac{174{,}2\ \text{mg}\ K_2SO_4}{1\ \text{mmol}\ K_2SO_4} = 8{,}7\ \text{mg}\ K_2SO_4$$

La masa de ion K^+ necesaria para formar esa cantidad de K_2SO_4 es:

$$8{,}7\ \text{mg}\ K_2SO_4 - 4{,}4\ \text{mg}\ SO_4^{2-} = 4{,}3\ \text{mg}\ K^+$$

1.7. En las botellas de agua mineral suele figurar el análisis químico de las sales que contiene y, además, el residuo seco, que corresponde al residuo sólido que deja un litro de agua mineral cuando se evapora a sequedad. Este número no coincide con la suma de las masas de las sustancias disueltas, porque al hervir el agua, algunas sustancias sufren transformaciones, por ejemplo, los hidrogenocarbonatos que se transforman en carbonatos, con la correspondiente pérdida de dióxido de carbono y agua:

$$Ca(HCO_3)_2(aq) \rightarrow CaCO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(g)$$

El análisis de un agua mineral en mg L^{-1} es el siguiente:

Ca^{2+}	Mg^{2+}	Na^+	HCO_3^-	SO_4^{2-}	Cl^-
40,8	7,8	13,1	124,1	16,6	30,7

a) Compruebe que tiene la misma cantidad de cargas positivas y negativas.

b) Suponiendo que todo el calcio se encuentra en forma de hidrogenocarbonato de calcio y que se producen las pérdidas indicadas en la introducción, calcule el residuo seco al evaporar a sequedad un litro de agua mineral.

c) Si al evaporar a sequedad, todo el sulfato se encuentra en forma de sulfato de sodio, ¿qué masas de sulfato de sodio, cloruro de sodio, cloruro de magnesio y carbonato de calcio se obtienen en el residuo seco?

(Valencia 2000)

---

a) La cantidad de cationes expresada como mmol de carga positiva, (+), y de aniones expresada como mmol de carga negativa, (−), contenida en un litro de agua mineral es:

$$\left.\begin{aligned} 40{,}8\ \text{mg}\ Ca^{2+} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ Ca^{2+}}{40{,}1\ \text{mg}\ Ca^{2+}} \cdot \frac{2\ \text{mmol}\ (+)}{1\ \text{mmol}\ Ca^{2+}} &= 2{,}03\ \text{mmol}\ (+) \\ 7{,}8\ \text{mg}\ Mg^{2+} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ Mg^{2+}}{24{,}3\ \text{mg}\ Mg^{2+}} \cdot \frac{2\ \text{mmol}\ (+)}{1\ \text{mmol}\ Mg^{2+}} &= 0{,}64\ \text{mmol}\ (+) \\ 13{,}1\ \text{mg}\ Na^+ \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ Na^+}{23{,}0\ \text{mg}\ Na^+} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ (+)}{1\ \text{mmol}\ Na^+} &= 0{,}569\ \text{mmol}\ (+) \end{aligned}\right\} \rightarrow 3{,}24\ \text{mmol}\ (+)$$

Procediendo de la misma forma con los aniones:

$$\left.\begin{aligned} 124{,}1\ \text{mg}\ HCO_3^- \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ HCO_3^-}{61{,}0\ \text{mg}\ HCO_3^-} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ (-)}{1\ \text{mmol}\ HCO_3^-} &= 2{,}03\ \text{mmol}\ (-) \\ 16{,}6\ \text{mg}\ SO_4^{2-} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ SO_4^{2-}}{96{,}1\ \text{mg}\ SO_4^{2-}} \cdot \frac{2\ \text{mmol}\ (-)}{1\ \text{mmol}\ SO_4^{2-}} &= 0{,}345\ \text{mmol}\ (-) \\ 30{,}7\ \text{mg}\ Cl^- \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ Cl^-}{35{,}5\ \text{mg}\ Cl^-} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ (-)}{1\ \text{mmol}\ Cl^-} &= 0{,}865\ \text{mmol}\ (-) \end{aligned}\right\} \rightarrow 3{,}24\ \text{mmol}\ (-)$$

Haciendo un balance de cargas, se observa que coincide el número de cargas positivas con el de cargas negativas, lo cual es razonable ya que la materia es eléctricamente neutra.

b) El residuo seco estará formado por las masas de los cationes y aniones y se calcula restándole la pérdida de masa que se produce y que es debida a los gases (CO_2 y H_2O) que se liberan en la reacción:

$$m_{\text{residuo seco}} = m_{\text{iones}} - m_{\text{gases}}$$

Los valores de todas estas masas son:

$$m_{\text{iones}} = [(40{,}8 + 7{,}8 + 13{,}1) + (124{,}1 + 16{,}6 + 30{,}7)]\ \text{mg} = 233\ \text{mg}$$

Suponiendo que el Ca^{2+} y el HCO_3^- reaccionan completamente entre sí:

$$m_{Ca(HCO_3)_2} = 40{,}8\ \text{mg}\ Ca^{2+} + 124{,}1\ \text{mg}\ HCO_3^- = 165\ \text{mg}\ Ca(HCO_3)_2$$

Relacionando $Ca(HCO_3)_2$ con los gases formados:

$$165\ \text{mg}\ Ca(HCO_3)_2 \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ Ca(HCO_3)_2}{162{,}1\ \text{mg}\ Ca(HCO_3)_2} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ CO_2}{1\ \text{mmol}\ Ca(HCO_3)_2} \cdot \frac{44{,}0\ \text{mg}\ CO_2}{1\ \text{mmol}\ CO_2} = 44{,}8\ \text{mg}\ CO_2$$

$$165\ \text{mg}\ Ca(HCO_3)_2 \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ Ca(HCO_3)_2}{162{,}1\ \text{mg}\ Ca(HCO_3)_2} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ H_2O}{1\ \text{mmol}\ Ca(HCO_3)_2} \cdot \frac{18{,}0\ \text{mg}\ H_2O}{1\ \text{mmol}\ H_2O} = 18{,}3\ \text{mg}\ H_2O$$

Se obtiene que, $m_{\text{gases}} = (44{,}8 + 18{,}3)\ \text{mg} = 63{,}1\ \text{mg}$.

La masa del residuo seco es:

$$m_{\text{residuo seco}} = 233\ \text{mg iones} - 63{,}1\ \text{mg gases} = 170\ \text{mg}$$

c) Las masas de las sales contenidas en las botella y que forman parte el residuo seco son:

▪ Na_2SO_4 (considerando limitante el ion SO_4^{2-}):

$$16{,}6\ \text{mg}\ SO_4^{2-} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ SO_4^{2-}}{96{,}1\ \text{mg}\ SO_4^{2-}} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ Na_2SO_4}{1\ \text{mmol}\ SO_4^{2-}} \cdot \frac{142{,}1\ \text{mg}\ Na_2SO_4}{1\ \text{mmol}\ Na_2SO_4} = 24{,}6\ \text{mg}\ Na_2SO_4$$

▪ NaCl (obtenido con el ion Na^+ sobrante de la reacción con SO_4^{2-}):

$$16{,}6\ \text{mg}\ SO_4^{2-} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ SO_4^{2-}}{96{,}1\ \text{mg}\ SO_4^{2-}} \cdot \frac{2\ \text{mmol}\ Na^+}{1\ \text{mmol}\ SO_4^{2-}} \cdot \frac{23{,}0\ \text{mg}\ Na^+}{1\ \text{mmol}\ Na^+} = 8{,}0\ \text{mg}\ Na^+$$

$$13{,}1\ \text{mg}\ Na^+\ \text{(total)} - 8{,}0\ \text{mg}\ Na^+\ \text{(gastado)} = 5{,}1\ \text{mg}\ Na^+\ \text{(sobrante)}$$

$$5{,}1\ \text{mg}\ Na^+ \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ Na^+}{23{,}0\ \text{mg}\ Na^+} \cdot \frac{1\ \text{mmol NaCl}}{1\ \text{mmol}\ Na^+} \cdot \frac{58{,}5\ \text{mg NaCl}}{1\ \text{mmol NaCl}} = 13\ \text{mg NaCl}$$

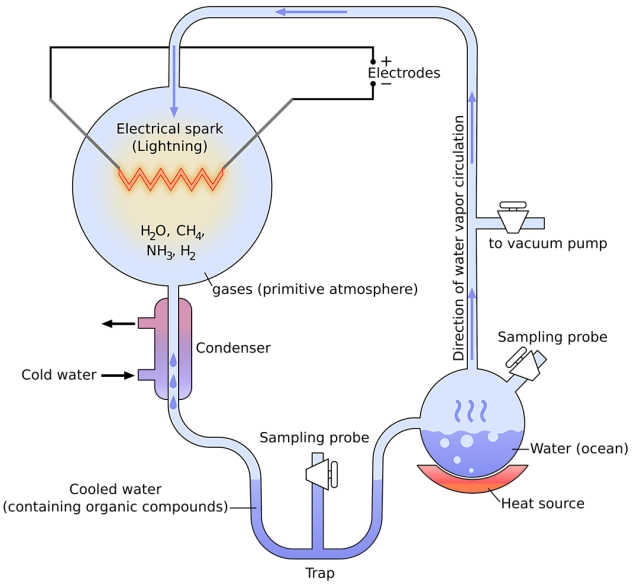
▪ $MgCl_2$ (obtenido con el Cl^- sobrante de la reacción con Na^+):

$$7{,}8\ \text{mg}\ Mg^{2+} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ Mg^{2+}}{24{,}3\ \text{mg}\ Mg^{2+}} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ MgCl_2}{1\ \text{mmol}\ Mg^{2+}} \cdot \frac{95{,}3\ \text{mg}\ MgCl_2}{1\ \text{mmol}\ MgCl_2} = 31\ \text{mg}\ MgCl_2$$

▪ $CaCO_3$ (formado a partir del $Ca(HCO_3)_2$):

$$165\ \text{mg}\ Ca(HCO_3)_2 \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ Ca(HCO_3)_2}{162{,}1\ \text{mg}\ Ca(HCO_3)_2} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ CaCO_3}{1\ \text{mmol}\ Ca(HCO_3)_2} \cdot \frac{100{,}1\ \text{mg}\ CaCO_3}{1\ \text{mmol}\ CaCO_3} = 102\ \text{mg}\ CaCO_3$$

1.8. En el origen de la Tierra, la corteza sólida estaba rodeada de una atmósfera que estaba constituida por CH_4, NH_3, CO_2, H_2 y vapor de agua. Esta atmósfera, sometida a la radiación solar, descargas eléctricas y erupciones volcánicas, originó el medio químico en el que se formaron los primeros seres vivos.



En 1952, Stanley Miller y Harold Urey introdujeron en un aparato CH_4, NH_3, CO_2, H_2 y después de someter la mezcla a la acción de descargas eléctricas, comprobaron al cabo de unos días la formación de moléculas sencillas como:

HCHO (formaldehído o metanal)
$CH_3CHOHCOOH$ (ácido láctico)
NH_2CH_2COOH (glicina)
NH_2CONH_2 (urea)

En una experiencia de laboratorio, que reproduce el experimento de Miller y Urey, se partió exclusivamente de CH_4, NH_3 y H_2O. Al final de la experiencia el análisis dio el siguiente resultado:

0,1273 g de formaldehído **0,0543 g de ácido láctico**
0,1068 g de ácido acético **0,1190 g de urea**
0,0962 g de glicina **y cierta cantidad de hidrógeno molecular.**

Calcule la masa de las tres sustancias de partida y la cantidad de moles de hidrógeno molecular al final de la experiencia.

(Valencia 2001)

En los productos obtenidos, el carbono procede del CH_4, el oxígeno del H_2O y el nitrógeno del NH_3.

▪ La ecuación química correspondiente a la formación de formaldehído, CH_2O, es:

$$CH_4(g) + H_2O(g) \rightarrow CH_2O(g) + 2\ H_2(g)$$

Realizando todos los cálculos en mg y mmol, la cantidad de formaldehído obtenido es:

$$0{,}1273\ g\ CH_2O \cdot \frac{10^3\ mg\ CH_2O}{1\ g\ CH_2O} \cdot \frac{1\ mmol\ CH_2O}{30{,}0\ mg\ CH_2O} = 4{,}24\ mmol\ CH_2O$$

Relacionando la cantidad de formaldehído con las sustancias de partida y con el H_2 formado:

$$4{,}24\ mmol\ CH_2O \cdot \frac{1\ mmol\ CH_4}{1\ mmol\ CH_2O} \cdot \frac{16{,}0\ mg\ CH_4}{1\ mmol\ CH_4} = 67{,}9\ mg\ CH_4$$

$$4{,}24\ mmol\ CH_2O \cdot \frac{1\ mmol\ H_2O}{1\ mmol\ CH_2O} \cdot \frac{18{,}0\ mg\ H_2O}{1\ mmol\ H_2O} = 76{,}4\ mg\ H_2O$$

$$4{,}24\ mmol\ CH_2O \cdot \frac{2\ mmol\ H_2}{1\ mmol\ CH_2O} = 8{,}48\ mmol\ H_2$$

▪ La ecuación química correspondiente a la formación de ácido láctico, $C_3H_6O_3$, es:

$$3\ CH_4(g) + 3\ H_2O(g) \rightarrow C_3H_6O_3(g) + 6\ H_2(g)$$

La cantidad de ácido láctico obtenido es:

$$0{,}0543\ g\ C_3H_6O_3 \cdot \frac{10^3\ mg\ C_3H_6O_3}{1\ g\ C_3H_6O_3} \cdot \frac{1\ mmol\ C_3H_6O_3}{90{,}0\ mg\ C_3H_6O_3} = 0{,}603\ mmol\ C_3H_6O_3$$

Relacionando la cantidad de ácido láctico con las sustancias de partida y con el H_2 formado:

$$0{,}603\ \text{mmol}\ C_3H_6O_3 \cdot \frac{3\ \text{mmol}\ CH_4}{1\ \text{mmol}\ C_3H_6O_3} \cdot \frac{16{,}0\ \text{mg}\ CH_4}{1\ \text{mmol}\ CH_4} = 28{,}9\ \text{mg}\ CH_4$$

$$0{,}603\ \text{mmol}\ C_3H_6O_3 \cdot \frac{3\ \text{mmol}\ H_2O}{1\ \text{mmol}\ C_3H_6O_3} \cdot \frac{18{,}0\ \text{mg}\ H_2O}{1\ \text{mmol}\ H_2O} = 32{,}6\ \text{mg}\ H_2O$$

$$0{,}603\ \text{mmol}\ C_3H_6O_3 \cdot \frac{6\ \text{mmol}\ H_2}{1\ \text{mmol}\ C_3H_6O_3} = 3{,}62\ \text{mmol}\ H_2$$

▪ La ecuación química correspondiente a la formación de ácido acético, $C_2H_4O_2$, es:

$$2\ CH_4(g) + 2\ H_2O(g) \rightarrow C_2H_4O_2(g) + 4\ H_2(g)$$

La cantidad de ácido acético obtenido es:

$$0{,}1068\ \text{g}\ C_2H_4O_2 \cdot \frac{10^3\ \text{mg}\ C_2H_4O_2}{1\ \text{g}\ C_2H_4O_2} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ C_2H_4O_2}{60{,}0\ \text{mg}\ C_2H_4O_2} = 1{,}78\ \text{mmol}\ C_2H_4O_2$$

Relacionando la cantidad de ácido acético con las sustancias de partida y con el H_2 formado:

$$1{,}78\ \text{mmol}\ C_2H_4O_2 \cdot \frac{2\ \text{mmol}\ CH_4}{1\ \text{mmol}\ C_2H_4O_2} \cdot \frac{16{,}0\ \text{mg}\ CH_4}{1\ \text{mmol}\ CH_4} = 57{,}0\ \text{mg}\ CH_4$$

$$1{,}78\ \text{mmol}\ C_2H_4O_2 \cdot \frac{2\ \text{mmol}\ H_2O}{1\ \text{mmol}\ C_2H_4O_2} \cdot \frac{18{,}0\ \text{mg}\ H_2O}{1\ \text{mmol}\ H_2O} = 64{,}1\ \text{mg}\ H_2O$$

$$1{,}78\ \text{mmol}\ C_2H_4O_2 \cdot \frac{4\ \text{mmol}\ H_2}{1\ \text{mmol}\ C_2H_4O_2} = 7{,}12\ \text{mmol}\ H_2$$

▪ La ecuación química correspondiente a la formación de urea, CON_2H_4, es:

$$CH_4(g) + H_2O(g) + 2\ NH_3(g) \rightarrow CON_2H_4(g) + 4\ H_2(g)$$

La cantidad de urea obtenida es:

$$0{,}1190\ \text{g}\ CON_2H_4 \cdot \frac{10^3\ \text{mg}\ CON_2H_4}{1\ \text{g}\ CON_2H_4} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CON_2H_4}{60{,}0\ \text{g}\ CON_2H_4} = 1{,}98\ \text{mmol}\ CON_2H_4$$

Relacionando la cantidad de urea con las sustancias de partida y con el H_2 formado:

$$1{,}98\ \text{mmol}\ CON_2H_4 \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ CH_4}{1\ \text{mmol}\ CON_2H_4} \cdot \frac{16{,}0\ \text{mg}\ CH_4}{1\ \text{mmol}\ CH_4} = 31{,}7\ \text{mg}\ CH_4$$

$$1{,}98\ \text{mmol}\ CON_2H_4 \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ H_2O}{1\ \text{mmol}\ CON_2H_4} \cdot \frac{18{,}0\ \text{mg}\ H_2O}{1\ \text{mmol}\ H_2O} = 35{,}7\ \text{mg}\ H_2O$$

$$1{,}98\ \text{mmol}\ CON_2H_4 \cdot \frac{2\ \text{mmol}\ NH_3}{1\ \text{mmol}\ CON_2H_4} \cdot \frac{17{,}0\ \text{mg}\ NH_3}{1\ \text{mmol}\ NH_3} = 67{,}4\ \text{mg}\ NH_3$$

$$1{,}98\ \text{mmol}\ CON_2H_4 \cdot \frac{4\ \text{mmol}\ H_2}{1\ \text{mmol}\ CON_2H_4} = 7{,}92\ \text{mmol}\ H_2$$

▪ La ecuación química correspondiente a la formación de glicina, $C_2H_5NO_2$, es:

$$2\ CH_4(g) + 2\ H_2O(g) + NH_3(g) \rightarrow C_2H_5NO_2(g) + 5\ H_2(g)$$

La cantidad de glicina obtenida es:

$$0{,}0962\ \text{g}\ C_2H_5NO_2 \cdot \frac{10^3\ \text{mg}\ C_2H_5NO_2}{1\ \text{g}\ C_2H_5NO_2} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_5NO_2}{75{,}0\ \text{g}\ C_2H_5NO_2} = 1{,}28\ \text{mmol}\ C_2H_5NO_2$$

Relacionando la cantidad de glicina con las sustancias de partida y con el H_2 formado:

$$1{,}28\ \text{mmol}\ C_2H_5NO_2 \cdot \frac{2\ \text{mmol}\ CH_4}{1\ \text{mmol}\ C_2H_5NO_2} \cdot \frac{16{,}0\ \text{mg}\ CH_4}{1\ \text{mmol}\ CH_4} = 41{,}0\ \text{mg}\ CH_4$$

$$1{,}28\ \text{mmol}\ C_2H_5NO_2 \cdot \frac{2\ \text{mmol}\ H_2O}{1\ \text{mmol}\ C_2H_5NO_2} \cdot \frac{18{,}0\ \text{mg}\ H_2O}{1\ \text{mmol}\ H_2O} = 46{,}2\ \text{mg}\ H_2O$$

$$1{,}28\ \text{mmol}\ C_2H_5NO_2 \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ NH_3}{1\ \text{mmol}\ C_2H_5NO_2} \cdot \frac{17{,}0\ \text{mg}\ NH_3}{1\ \text{mmol}\ NH_3} = 21{,}8\ \text{mg}\ NH_3$$

$$1{,}28\ \text{mmol}\ C_2H_5NO_2 \cdot \frac{5\ \text{mmol}\ H_2}{1\ \text{mmol}\ C_2H_5NO_2} = 6{,}40\ \text{mmol}\ H_2$$

Presentando los resultados obtenidos en forma de tabla:

Sustancia	m (mg)
CH_2O	127,3
$C_3H_6O_3$	54,3
$C_2H_4O_2$	106,8
CON_2H_4	119,0
$C_2H_5NO_2$	96,2
Total	504

m (mg)			n (mmol)
CH_4	H_2O	NH_3	H_2
67,9	76,4	—	8,48
28,9	32,6	—	3,62
57,0	64,1	—	7,12
31,7	35,7	67,4	7,92
41,0	46,2	21,8	6,40
227	255	89,2	33,5

1.9. Se necesita 1,00 L de un cierto ácido sulfúrico para reaccionar totalmente con 1,00 kg de carbonato de sodio anhidro. Calcule la molaridad de este ácido y cómo podría prepararse por dilución a partir de otro ácido sulfúrico concentrado con una densidad de 1,830 g mL^{-1} y que contiene 93,64 % de H_2SO_4.

(Baleares 2002)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre Na_2CO_3 y H_2SO_4 es:

$$Na_2CO_3(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

Relacionando Na_2CO_3 y H_2SO_4:

$$1\ \text{kg}\ Na_2CO_3 \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ Na_2CO_3}{1\ \text{kg}\ Na_2CO_3} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Na_2CO_3}{106{,}0\ \text{g}\ Na_2CO_3} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ Na_2CO_3} = 9{,}43\ \text{mol}\ H_2SO_4$$

La molaridad de la disolución ácida es:

$$\frac{9{,}43\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1{,}00\ \text{L disolución}} = 9{,}43\ \text{mol}\ L^{-1}$$

Como se dispone de H_2SO_4 de riqueza 93,64 %, la masa necesaria para preparar la disolución es:

$$9{,}43\ \text{mol}\ H_2SO_4 \cdot \frac{98{,}1\ \text{g}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4} \cdot \frac{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 93{,}64\ \%}{93{,}64\ \text{g}\ H_2SO_4} = 987\ \text{g}\ H_2SO_4\ 93{,}64\ \%$$

El procedimiento experimental es:

- Se pesan 987 g de H_2SO_4 del 93,64 %.
- Se introduce un poco de agua en un matraz aforado de 1 L.
- Se añaden lentamente los 987 g de H_2SO_4 del 93,64 % a la vez que se agita con cuidado la mezcla.
- El proceso de disolución del ácido sulfúrico en agua es fuertemente exotérmico, por lo que una vez que la mezcla se haya enfriado, se completa con agua hasta obtener 1 L de disolución.

También se podría haber calculado el volumen que ocupan los 987 g de H_2SO_4 del 93,64 % a añadir:

$$987\ \text{g}\ H_2SO_4\ 93{,}64\ \% \cdot \frac{1\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 93{,}64\ \%}{1{,}830\ \text{g}\ H_2SO_4\ 93{,}64\ \%} = 539\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 93{,}64\ \%$$

pero en el laboratorio resulta más problemático medir ese volumen de disolución con una probeta que medir la masa de la misma con una balanza.

1.10. Una gota (0,10 mL) de disolución de ácido clorhídrico del 20 % en masa y densidad 1,10 g cm^{-3} se extiende sobre una lámina de aluminio de 0,10 mm de espesor. Suponiendo que todo el ácido reacciona y traspasa la lámina de un lado a otro, calcule:
a) La molalidad de la disolución de ácido clorhídrico.
b) El volumen de hidrógeno desprendido, medido a 27 °C y 101 kPa.
c) El área y diámetro del agujero circular producido.
(Dato. Densidad del aluminio = 2,70 g cm^{-3}).

(Murcia 2003) (Castilla y León 2012)

a) Tomando una base de cálculo de 100 g de disolución de HCl del 20% la molalidad de la misma es:

$$\frac{20\ \text{g HCl}}{(100-20)\ \text{g}\ H_2O}\cdot\frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}}\cdot\frac{10^3\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{kg}\ H_2O}=6{,}9\ \text{mol kg}^{-1}$$

b) La ecuación química correspondiente a la reacción entre HCl y Al:

$$2\ Al(s)+6\ HCl(aq)\rightarrow 2\ AlCl_3(aq)+3\ H_2(g)$$

La cantidad de HCl que reacciona es:

$$0{,}10\ \text{mL HCl 20 \%}\cdot\frac{1{,}10\ \text{g HCl 20 \%}}{1\ \text{mL HCl 20 \%}}\cdot\frac{20\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl 20 \%}}\cdot\frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}}=6{,}0\cdot10^{-4}\ \text{mol HCl}$$

Relacionando HCl con H_2:

$$6{,}0\cdot10^{-4}\ \text{mol HCl}\cdot\frac{3\ \text{mol}\ H_2}{6\ \text{mol HCl}}=3{,}0\cdot10^{-4}\ \text{mol}\ H_2$$

Considerando comporamiento ideal, el volumen de gas que se obtiene es:

$$V=\frac{(3{,}0\cdot10^{-4}\ \text{mol}\ H_2)\cdot(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(27+273{,}15)\ \text{K}}{101\ \text{kPa}}\cdot\frac{101{,}325\ \text{kPa}}{1\ \text{atm}}=7{,}0\cdot10^{-4}\ \text{L}\ H_2$$

c) Relacionando HCl con Al:

$$6{,}0\cdot10^{-4}\ \text{mol HCl}\cdot\frac{2\ \text{mol Al}}{6\ \text{mol HCl}}\cdot\frac{27{,}0\ \text{g Al}}{1\ \text{mol Al}}\cdot\frac{1\ \text{cm}^3\ \text{Al}}{2{,}70\ \text{g Al}}=2{,}0\cdot10^{-3}\ \text{cm}^3\ \text{Al}$$

Suponiendo que el agujero formado es circular, en la chapa desaparece un cilindro de aluminio. Como el volumen del cilindro es, $V = S \cdot h$, siendo, S la superficie básica y h la altura del cilindro, se obtiene:

$$S=\frac{2{,}0\cdot10^{-3}\ \text{cm}^3}{0{,}10\ \text{mm}}\cdot\frac{10^3\ \text{mm}^3}{1\ \text{cm}^3}=20\ \text{mm}^2$$

Considerando que la superficie es circular, $S = \pi\ R^2$, el diámetro es:

$$R=\sqrt{\frac{20\ \text{mm}^2}{\pi\ \text{mm}}}=2{,}5\ \text{mm}\qquad\rightarrow\qquad D=5{,}0\ \text{mm}$$

(En el problema propuesto en Murcia 2003 se utiliza una gota de HCl con la mitad de volumen y el doble de concentración y, además, no se preguntan ni la molalidad de la disolución ni el diámetro del orificio).

1.11. Se mezclan en un recipiente hermético de 25 L; 5,6 g de eteno, 8,8 g de propano y 57,6 g de dioxígeno a una temperatura de 300 K. Calcule:
a) El volumen de aire, en L, que, en condiciones normales, sería necesario para proporcionar los 57,6 g de oxígeno. Asuma que la composición volumétrica del aire es 20,0 % O_2 y 80,0 % N_2.
b) La presión a la que se encuentra sometida la mezcla de gases y la presión parcial de cada uno de los gases de la mezcla.
A continuación, se realiza la reacción de combustión de los compuestos de la mezcla refrigerando el recipiente y manteniendo la temperatura constante a 300 K.
c) Calcule la fracción molar de cada gas y la presión de la mezcla resultante después de la reacción. Considere que el agua formada en la reacción de combustión está en estado líquido.
d) ¿Cuál sería la presión de la mezcla resultante después de la reacción si la temperatura fuera 500 °C?

(Baleares 2004) (Preselección Valencia 2015) (Córdoba 2016)

a) La cantidad inicial de O_2 es:

$$57{,}6\ \text{g}\ O_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32{,}0\ \text{g}\ O_2} = 1{,}80\ \text{mol}\ O_2$$

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), en las mezclas gaseosas coinciden la composición volumétrica y la molar:

$$1{,}80\ \text{mol}\ O_2 \cdot \frac{100\ \text{mol aire}}{20{,}0\ \text{mol}\ O_2} = 9{,}00\ \text{mol aire}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(9{,}00\ \text{mol aire}) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 202\ \text{L aire}$$

b) Las cantidades de las sustancias combustibles que forman la mezcla inicial son:

$$5{,}6\ \text{g}\ C_2H_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_4}{28{,}0\ \text{g}\ C_2H_4} = 0{,}20\ \text{mol}\ C_2H_4 \qquad 8{,}8\ \text{g}\ C_3H_8 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_3H_8}{44{,}0\ \text{g}\ C_3H_8} = 0{,}20\ \text{mol}\ C_3H_8$$

El número total de moles de mezcla inicial es:

$$n_\text{t} = (0{,}20 + 0{,}20 + 1{,}80)\ \text{mol} = 2{,}2\ \text{mol}$$

Considerando comportamiento ideal, la presión ejercida por la mezcla gaseosa es:

$$p = \frac{2{,}2\ \text{mol} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 300\ \text{K}}{25\ \text{L}} = 2{,}2\ \text{atm}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_\text{i} = p\ y_\text{i}$$

Las presiones parciales en la mezcla inicial son:

$$p_{C_2H_4} = p_{C_3H_8} = 2{,}2\ \text{atm} \cdot \frac{0{,}20\ \text{mol}}{2{,}2\ \text{mol}} = 0{,}20\ \text{atm}$$

$$p_{O_2} = 2{,}2\ \text{atm} \cdot \frac{1{,}80\ \text{mol}}{2{,}2\ \text{mol}} = 1{,}8\ \text{atm}$$

c) Para conocer la presión después de la reacción es preciso conocer que gases existen al final de cada reacción, para ello es necesario escribir las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de combustión que tienen lugar y calcular el número de moles de especies gaseosas al final de la misma:

$$C_2H_4(g) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

$$C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l)$$

▪ Realizando un balance de materia de O_2:

$$\left.\begin{array}{l} 0{,}20\ \text{mol}\ C_2H_4 \cdot \dfrac{3\ \text{mol}\ O_2}{1\ \text{mol}\ C_2H_4} = 0{,}60\ \text{mol}\ O_2 \\ 0{,}20\ \text{mol}\ C_3H_8 \cdot \dfrac{5\ \text{mol}\ O_2}{1\ \text{mol}\ C_3H_8} = 1{,}0\ \text{mol}\ O_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad n_t = 1{,}6\ \text{mol}\ O_2\ \text{(consumido)}$$

$$1{,}8\ \text{mol}\ O_2\ \text{(inicial)} - 1{,}6\ \text{mol}\ O_2\ \text{(consumido)} = 0{,}20\ \text{mol}\ O_2\ \text{(exceso)}$$

▪ Relacionando cada hidrocarburo con CO_2:

$$\left.\begin{array}{l} 0{,}20\ \text{mol}\ C_2H_4 \cdot \dfrac{2\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_2H_4} = 0{,}40\ \text{mol}\ CO_2 \\ 0{,}20\ \text{mol}\ C_3H_8 \cdot \dfrac{3\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_3H_8} = 0{,}60\ \text{mol}\ CO_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad n_t = 1{,}0\ \text{mol}\ CO_2\ \text{(formado)}$$

La fracción molar de cada gas en la mezcla resultante es:

$$y_{O_2} = \frac{0{,}20\ \text{mol}\ O_2}{0{,}20\ \text{mol}\ O_2 + 1{,}0\ \text{mol}\ CO_2} = 0{,}17$$

$$y_{CO_2} = \frac{1{,}0\ \text{mol}\ CO_2}{0{,}20\ \text{mol}\ O_2 + 1{,}0\ \text{mol}\ CO_2} = 0{,}83$$

Considerando comportamiento ideal, la presión ejercida por la mezcla gaseosa es:

$$p = \frac{(0{,}20 + 1{,}0)\ \text{mol} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 300\ \text{K}}{25\ \text{L}} = 1{,}2\ \text{atm}$$

d) A la temperatura de 500 °C el H_2O se encuentra en estado gaseoso, por tanto, relacionando cada hidrocarburo con H_2O:

$$\left.\begin{array}{l} 0{,}20\ \text{mol}\ C_2H_4 \cdot \dfrac{2\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ C_2H_4} = 0{,}40\ \text{mol}\ H_2O \\ 0{,}20\ \text{mol}\ C_3H_8 \cdot \dfrac{4\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ C_3H_8} = 0{,}80\ \text{mol}\ H_2O \end{array}\right\} \rightarrow \quad n_t = 1{,}2\ \text{mol}\ H_2O\ \text{(formado)}$$

Considerando comportamiento ideal, la presión ejercida por la mezcla gaseosa es:

$$p = \frac{(0{,}20 + 1{,}0 + 1{,}2)\ \text{mol} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (500 + 273{,}15)\ \text{K}}{25\ \text{L}} = 6{,}1\ \text{atm}$$

(El apartado a) se pregunta solo en Valencia y el d) solo en Baleares).

1.12. A la temperatura de 25 °C y 750 mmHg de presión reaccionan completamente 250 g de una piedra caliza con una disolución de HCl del 35 % en masa y densidad 1,18 g mL^{-1}, según la siguiente reacción:

$$CaCO_3(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow CaCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

Sabiendo que la piedra caliza tiene una riqueza en $CaCO_3(s)$ del 80,0 %, calcule:
a) El volumen de dióxido de carbono producido medido en las mismas condiciones de presión y temperatura de la reacción.
b) El volumen de la disolución de HCl necesario.
c) Cantidad de piedra caliza necesaria para obtener 1,0 kg de $CaCl_2(s)$.

(Córdoba 2004)

La cantidad de $CaCO_3$ contenido en la muestra de caliza es:

$$250\ \text{g caliza} \cdot \frac{80{,}0\ \text{g } CaCO_3}{100\ \text{g caliza}} \cdot \frac{1\ \text{mol } CaCO_3}{100{,}1\ \text{g } CaCO_3} = 2{,}00\ \text{mol } CaCO_3$$

a) Relacionando $CaCO_3$ y CO_2:

$$2{,}00\ \text{mol } CaCO_3 \cdot \frac{1\ \text{mol } CO_2}{1\ \text{mol } CaCO_3} = 2{,}00\ \text{mol } CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(2{,}00\ \text{mol } CO_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{750\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 49{,}5\ \text{L } CO_2$$

b) Relacionando $CaCO_3$ y HCl:

$$2{,}00\ \text{mol } CaCO_3 \cdot \frac{2\ \text{mol HCl}}{1\ \text{mol } CaCO_3} \cdot \frac{36{,}5\ \text{g HCl}}{1\ \text{mol HCl}} = 146\ \text{g HCl}$$

Como se utiliza disolución de HCl de riqueza 35,0 %:

$$146\ \text{g HCl} \cdot \frac{100\ \text{g HCl 35,0 \%}}{35{,}0\ \text{g HCl}} \cdot \frac{1\ \text{mL HCl 35,0 \%}}{1{,}18\ \text{g HCl 35,0 \%}} = 354\ \text{mL HCl 35,0 \%}$$

c) Relacionando $CaCl_2$ y $CaCO_3$:

$$1{,}0\ \text{kg } CaCl_2 \cdot \frac{10^3\ \text{g } CaCl_2}{1\ \text{kg } CaCl_2} \cdot \frac{1\ \text{mol } CaCl_2}{111{,}1\ \text{g } CaCl_2} \cdot \frac{1\ \text{mol } CaCO_3}{1\ \text{mol } CaCl_2} = 9{,}0\ \text{mol } CaCO_3$$

Relacionando $CaCO_3$ y caliza:

$$9{,}0\ \text{mol } CaCO_3 \cdot \frac{100{,}1\ \text{g } CaCO_3}{1\ \text{mol } CaCO_3} \cdot \frac{100\ \text{g caliza}}{80{,}0\ \text{g } CaCO_3} \cdot \frac{1\ \text{kg caliza}}{10^3\ \text{g caliza}} = 1{,}1\ \text{kg caliza}$$

1.13. En un laboratorio se ha encontrado un frasco viejo que contiene una muestra de zinc, sin más información. Para saber cuál es su riqueza se hace reaccionar 4,25 g de esa muestra con un exceso de ácido clorhídrico 6,0 M, lo que da lugar a la formación de hidrógeno gas y cloruro de zinc. El gas hidrógeno se recoge a 745 mmHg y 20 °C ocupando un volumen de 950 mL. Calcule:
a) La riqueza de esa muestra de zinc expresada como porcentaje en masa.
b) Qué volumen de disolución ácida es necesario para obtener ese volumen de hidrógeno gas.

(Galicia 2004)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y Zn es:

$$Zn(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas es:

$$n = \frac{745\ \text{mmHg} \cdot 950\ \text{mL}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} \cdot \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} = 3{,}87 \cdot 10^{-2}\ \text{mol } H_2$$

Relacionando H_2 y Zn:

$$3{,}87{\cdot}10^{-2}\ \text{mol}\ H_2 \cdot \frac{1\ \text{mol Zn}}{1\ \text{mol}\ H_2} \cdot \frac{65{,}4\ \text{g Zn}}{1\ \text{mol Zn}} = 2{,}53\ \text{g Zn}$$

El porcentaje de Zn en la muestra es:

$$\frac{2{,}53\ \text{g Mg}}{4{,}25\ \text{g muestra}} \cdot 100 = 60{,}0\ \%\ \text{Zn}$$

b) Relacionando H_2 con HCl se obtiene el volumen de HCl 6,0 M consumido en la reacción:

$$3{,}87{\cdot}10^{-2}\ \text{mol}\ H_2 \cdot \frac{2\ \text{mol HCl}}{1\ \text{mol}\ H_2} \cdot \frac{1\ \text{L HCl 6,0 M}}{6{,}0\ \text{mol HCl}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL HCl 6,0 M}}{1\ \text{L HCl 6,0 M}} = 13\ \text{mL HCl 6,0 M}$$

1.14. Los nutrientes de las plantas contenidos en los fertilizantes son el nitrógeno, el fósforo y el potasio. En la etiqueta de cualquier fertilizante aparece el porcentaje que contiene de cada uno de estos elementos expresado en forma de N_2, P_2O_5 y K_2O. Un fertilizante utilizado frecuentemente es "Compo Fertilizante Universal 7-5-6", que indica que contiene un 7 % de nitrógeno, 5 % de P_2O_5 y 6 % de K_2O.

Un método sencillo para analizar el fósforo contenido en un fertilizante consiste en la precipitación y pesada en forma de $NH_4MgPO_4{\cdot}6H_2O$ (tetraoxidofosfato de amonio y magnesio hexahidrato), lo que constituye un ejemplo típico de análisis gravimétrico o gravimetría. La precipitación de esta sal se produce al adicionar catión Mg^{2+} y catión NH_4^+ a una disolución que contenga el anión HPO_4^{2-}:

$$HPO_4^{2-}(aq) + OH^-(aq) + Mg^{2+}(aq) + NH_4^+(aq) + 5\ H_2O(l) \rightarrow NH_4MgPO_4{\cdot}6H_2O(s)$$

En un Erlenmeyer de 1 L se introducen 20,47 g de fertilizante y se disuelven en 150 mL de agua destilada. Se adicionan 60 mL de disolución 0,40 M de sulfato de magnesio. Se añaden unas gotas de fenolftaleína y seguidamente, lentamente y agitando, se adiciona disolución 1,0 M de amoniaco hasta que se forme un precipitado blanco y se produzca el viraje del indicador de incoloro a rojo. En esta operación se consumen 30 mL de disolución de amoniaco. Después de esperar 15 minutos para que sedimente el precipitado, se filtra sobre papel de filtro, previamente pesado, en un embudo Buchner, utilizando trompa de agua para vacío. Después de calentar en la estufa a 40 °C, hasta un peso constante, se obtuvo un precipitado que pesó 3,64 g.

a) Teóricamente el fertilizante es 7-5-6, es decir, 7 % de nitrógeno, 5 % de P_2O_5 y 6 % de K_2O. Calcule con estos datos teóricos el porcentaje de nitrógeno, fósforo y potasio.

b) Con los datos del problema, calcule el porcentaje real de P_2O_5 y de P.

c) Calcule los moles de catión Mg^{2+} utilizados en exceso.

d) Calcule los moles de NH_3 utilizados en exceso.

e) Si el precipitado recogido fuera $KMgPO_4{\cdot}6H_2O(s)$ en lugar de $NH_4MgPO_4{\cdot}6H_2O(s)$, ¿cuál habría sido el resultado del porcentaje de P contenido en el fertilizante?

f) El fósforo contenido en el fertilizante suele encontrarse en forma de HPO_4^{2-} y $H_2PO_4^-$, porque los hidrogenofosfatos y los dihidrogenofosfatos son solubles en agua, mientras que los fosfatos son insolubles. Justifique las razones por las cuales la precipitación de $NH_4MgPO_4{\cdot}6H_2O$ se ha de realizar en medio básico, razón por la cual se utiliza fenolftaleína como indicador y se adiciona amoniaco hasta el viraje del indicador.

(Valencia 2005)

a) Tomando como base de cálculo 100 g de fertilizante que según su etiqueta contiene 7,0 % de nitrógeno, 5,0 % de P_2O_5 y 6,0 % de K_2O, los porcentajes teóricos de P, K y N son:

$$5{,}0\ \text{g}\ P_2O_5 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ P_2O_5}{142{,}0\ \text{g}\ P_2O_5} \cdot \frac{2\ \text{mol P}}{1\ \text{mol}\ P_2O_5} \cdot \frac{31{,}0\ \text{g P}}{1\ \text{mol P}} \cdot 100 = 2{,}2\ \%\ \text{P}$$

$$6{,}0\ \text{g}\ K_2O \cdot \frac{1\ \text{mol}\ K_2O}{94{,}2\ \text{g}\ K_2O} \cdot \frac{2\ \text{mol K}}{1\ \text{mol}\ K_2O} \cdot \frac{39{,}1\ \text{g K}}{1\ \text{mol K}} \cdot 100 = 5{,}0\ \%\ \text{K}$$

y según dice el enunciado; 7,0 % N.

b) El porcentaje de P en el "compo" es:

$$3{,}64\ \text{g}\ NH_4MgPO_4{\cdot}6H_2O \cdot \frac{1\ \text{mol}\ NH_4MgPO_4{\cdot}6H_2O}{245{,}3\ \text{g}\ NH_4MgPO_4{\cdot}6H_2O} = 0{,}0148\ \text{mol}\ NH_4MgPO_4{\cdot}6H_2O$$

$$0{,}0148\ \text{mol}\ NH_4MgPO_4{\cdot}6H_2O \cdot \frac{1\ \text{mol P}}{1\ \text{mol}\ NH_4MgPO_4{\cdot}6H_2O} = 0{,}0148\ \text{mol P}$$

$$\frac{0{,}0148\ \text{mol P}}{20{,}47\ \text{g compo}} \cdot \frac{31{,}0\ \text{g P}}{1\ \text{mol P}} \cdot 100 = 2{,}24\ \%\ \text{P}$$

Sabiendo que el "compo" contiene 2,2 % de P, la cantidad correspondiente de P_2O_5 es:

$$2{,}2\ \text{g P} \cdot \frac{1\ \text{mol P}}{31{,}0\ \text{g P}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ P_2O_5}{2\ \text{mol P}} \cdot \frac{142{,}0\ \text{g}\ P_2O_5}{1\ \text{mol}\ P_2O_5} \cdot 100 = 5{,}0\ \%\ P_2O_5$$

c) Realizando un balance de materia con el Mg^{2+}.

- Cantidad de Mg^{2+} utilizado:

$$60\ \text{mL}\ MgSO_4\ 0{,}40\ \text{M} \cdot \frac{0{,}40\ \text{mmol}\ MgSO_4}{1\ \text{mL}\ MgSO_4\ 0{,}40\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ Mg^{2+}}{1\ \text{mmol}\ MgSO_4} = 24\ \text{mmol}\ Mg^{2+}$$

- Cantidad de Mg^{2+} gastado:

$$0{,}0148\ \text{mol}\ NH_4MgPO_4{\cdot}6H_2O \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Mg^{2+}}{1\ \text{mol}\ NH_4MgPO_4{\cdot}6H_2O} \cdot \frac{10^3\ \text{mmol}\ Mg^{2+}}{1\ \text{mol}\ Mg^{2+}} = 14{,}8\ \text{mmol}\ Mg^{2+}$$

- Cantidad de Mg^{2+} en exceso:

$$24\ \text{mmol}\ Mg^{2+}\ \text{(utilizado)} - 14{,}8\ \text{mmol}\ Mg^{2+}\ \text{(gastado)} = 9{,}2\ \text{mmol}\ Mg^{2+}\ \text{(exceso)}$$

d) Realizando un balance de materia con el NH_3.

- Cantidad de NH_3 utilizado:

$$30\ \text{mL}\ NH_3\ 1{,}0\ \text{M} \cdot \frac{1{,}0\ \text{mmol}\ NH_3}{1\ \text{mL}\ NH_3\ 1{,}0\ \text{M}} = 30\ \text{mmol}\ NH_3$$

- Cantidad de NH_3 gastado:

$$14{,}8\ \text{mmol}\ Mg^{2+} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ NH_4^+}{1\ \text{mmol}\ Mg^{2+}} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ NH_3}{1\ \text{mmol}\ NH_4^+} \cdot \frac{10^3\ \text{mmol}\ NH_3}{1\ \text{mol}\ NH_3} = 14{,}8\ \text{mmol}\ NH_3$$

- Cantidad de NH_3 en exceso:

$$30\ \text{mmol}\ NH_3\ \text{(utilizado)} - 14{,}8\ \text{mmol}\ NH_3\ \text{(gastado)} = 15\ \text{mmol}\ NH_3\ \text{(exceso)}$$

e) El porcentaje de P en el "compo" considerando precipitado de $KMgPO_4 \cdot 6H_2O$ es:

$$3{,}64\ \text{g}\ KMgPO_4{\cdot}6H_2O \cdot \frac{1\ \text{mol}\ KMgPO_4{\cdot}6H_2O}{266{,}3\ \text{g}\ KMgPO_4{\cdot}6H_2O} \cdot \frac{1\ \text{mol P}}{1\ \text{mol}\ KMgPO_4{\cdot}6H_2O} = 0{,}0137\ \text{mol P}$$

$$\frac{0{,}0137\ \text{mol P}}{20{,}47\ \text{g compo}} \cdot \frac{31{,}0\ \text{g P}}{1\ \text{mol P}} \cdot 100 = 2{,}07\ \%\ \text{P}$$

f) En medio ácido se encuentran presentes las especies: HPO_4^{2-}, $H_2PO_4^-$ y H_3PO_4; mientras que en medio básico, solo se encuentra presente el ion PO_4^{3-}, que es el que debe existir en disolución para que precipite el $NH_4MgPO_4{\cdot}6H_2O$.

1.15. Ante la posible falta de reservas de petróleo se ha ensayado en algunos vehículos otros tipos de combustibles, entre ellos una mezcla de butano y etanol.
a) Escriba la reacción de combustión de cada sustancia.
b) Determine cuál de ellos contribuye más al efecto invernadero (emisión de CO_2) si se queman 100 g de cada uno.

(Canarias 2005)

a) Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de combustión del butano y del etanol son, respectivamente:

$$2\ C_4H_{10}(g) + 13\ O_2(g) \rightarrow 8\ CO_2(g) + 10\ H_2O(l)$$

$$C_2H_6O(l) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l)$$

b) La masa de CO_2 producida en la combustión de 100 g de butano es:

$$100\ g\ C_4H_{10} \cdot \frac{1\ mol\ C_4H_{10}}{58{,}0\ g\ C_4H_{10}} \cdot \frac{4\ mol\ CO_2}{1\ mol\ C_4H_{10}} \cdot \frac{44{,}0\ g\ CO_2}{1\ mol\ CO_2} = 303\ g\ CO_2$$

La masa de CO_2 producida en la combustión de 100 g de etanol es:

$$100\ g\ C_2H_6O \cdot \frac{1\ mol\ C_2H_6O}{46{,}0\ g\ C_2H_6O} \cdot \frac{2\ mol\ CO_2}{1\ mol\ C_2H_6O} \cdot \frac{44{,}0\ g\ CO_2}{1\ mol\ CO_2} = 191\ g\ CO_2$$

A la vista de los resultados obtenidos, se concluye que el butano contribuye más que el etanol al efecto invernadero.

1.16. Las plantas utilizan CO_2 y H_2O para formar azúcares mediante en el proceso de fotosíntesis, de acuerdo a la reacción general:

$$12\ CO_2 + 11\ H_2O \rightarrow C_{12}H_{22}O_{11} + 12\ O_2$$

a) ¿Qué volumen de CO_2 a 30 °C y 730 mmHg utiliza una planta para sintetizar un 500 g de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$?
b) Sabiendo que el contenido en una muestra de aire contiene 0,035 % *V*/*V* de CO_2, ¿qué volumen de aire, en las condiciones normales de presión y temperatura, purifica la planta por cada 100 g de azúcares sintetizados?

(Córdoba 2006)

a) Relacionando $C_{12}H_{22}O_{11}$ con CO_2:

$$500\ g\ C_{12}H_{22}O_{11} \cdot \frac{1\ mol\ C_{12}H_{22}O_{11}}{342{,}0\ g\ C_{12}H_{22}O_{11}} \cdot \frac{12\ mol\ CO_2}{1\ mol\ C_{12}H_{22}O_{11}} = 17{,}5\ mol\ CO_2$$

Suponiendo comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{17{,}5\ mol \cdot (0{,}08206\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot (30 + 273{,}15)\ K}{730\ mmHg} \cdot \frac{760\ mmHg}{1\ atm} = 453\ L\ CO_2$$

b) De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), en una mezcla gaseosa, la composición volumétrica coincide con la composición molar. Relacionando $C_{12}H_{22}O_{11}$ con CO_2:

$$100\ g\ C_{12}H_{22}O_{11} \cdot \frac{1\ mol\ C_{12}H_{22}O_{11}}{342{,}0\ g\ C_{12}H_{22}O_{11}} \cdot \frac{12\ mol\ CO_2}{1\ mol\ C_{12}H_{22}O_{11}} \cdot \frac{100\ mol\ aire}{0{,}035\ mol\ CO_2} = 1{,}00{\cdot}10^4\ mol\ aire$$

Suponiendo comportamiento ideal, el volumen de aire purificado es:

$$V = \frac{(1{,}00{\cdot}10^4\ mol\ aire) \cdot (0{,}08206\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot 273{,}15\ K}{1\ atm} = 2{,}24{\cdot}10^4\ L\ aire$$

1.17. Determine la riqueza de una muestra de sulfato de amonio sabiendo que al tratar 1,316 kg de sulfato de amonio sólido impuro con disolución de hidróxido de sodio se recogen 377 L de amoniaco (que corresponden al 90,0 % del volumen total de amoniaco desprendido), medidos a 18 °C y 742 mmHg.

(Cádiz 2006) (Asturias 2006)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $(NH_4)_2SO_4$ y NaOH es:

$$(NH_4)_2SO_4(s) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + 2\ NH_3(g) + 2\ H_2O(l)$$

El volumen de NH_3 desprendido es:

$$377\ L\ NH_3\ (recogido)\frac{100\ L\ NH_3\ (desprendido)}{90{,}0\ L\ NH_3\ (recogido)} = 419\ L\ NH_3$$

Suponiendo comportamiento ideal, el número de moles de gas es:

$$n = \frac{742\ mmHg \cdot (419\ L\ NH_3)}{(0{,}08206\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot (18 + 273{,}15)\ K} \cdot \frac{1\ atm}{760\ mmHg} = 17{,}1\ mol\ NH_3$$

Relacionando NH_3 con $(NH_4)_2SO_4$:

$$17{,}1\ mol\ NH_3 \cdot \frac{1\ mol\ (NH_4)_2SO_4}{2\ mol\ NH_3} \cdot \frac{132{,}0\ g\ (NH_4)_2SO_4}{1\ mol\ (NH_4)_2SO_4} = 1{,}13 \cdot 10^3\ g\ (NH_4)_2SO_4$$

La riqueza de la muestra es:

$$\frac{1{,}13 \cdot 10^3\ g\ (NH_4)_2SO_4}{1{,}316\ kg\ muestra} \cdot \frac{1\ kg\ muestra}{10^3\ g\ muestra} \cdot 100 = 85{,}8\ \%\ (NH_4)_2SO_4$$

1.18. El ácido fosfórico, también llamado ortofosfórico, se puede obtener tratando mineral fosforita (fosfato de calcio impuro) con ácido sulfúrico concentrado, según la siguiente ecuación química:

$Ca_3(PO_4)_2(s) + 3\ H_2SO_4(aq) \rightarrow 2\ H_3PO_4(aq) + 3\ CaSO_4(s)$

Se hacen reaccionar 2,00 kg de fosforita (70,0 % en masa de fosfato de calcio) con la cantidad adecuada de ácido sulfúrico concentrado, obteniéndose una disolución acuosa de ácido fosfórico de riqueza 50,0 % en masa y densidad 1,34 g mL^{-1}. Calcule el volumen obtenido, en litros, del ácido fosfórico con la riqueza y densidad citados.

(Preselección Valencia 2006)

La cantidad de $Ca_3(PO_4)_2$ contenido en la fosforita es:

$$2{,}00\ kg\ fosforita \cdot \frac{10^3\ g\ fosforita}{1\ kg\ fosforita} \cdot \frac{70{,}0\ g\ Ca_3(PO_4)_2}{100\ g\ fosforita} \cdot \frac{1\ mol\ Ca_3(PO_4)_2}{310{,}3\ g\ Ca_3(PO_4)_2} = 4{,}52\ mol\ Ca_3(PO_4)_2$$

Relacionando $Ca_3(PO_4)_2$ y H_3PO_4:

$$4{,}52\ mol\ Ca_3(PO_4)_2 \cdot \frac{2\ mol\ H_3PO_4}{1\ mol\ Ca_3(PO_4)_2} \cdot \frac{98{,}0\ g\ H_3PO_4}{1\ mol\ H_3PO_4} = 886\ g\ H_3PO_4$$

Como el H_3PO_4 es una disolución de riqueza 50,0 %:

$$886\ g\ H_3PO_4 \cdot \frac{100\ g\ H_3PO_4\ 50{,}0\ \%}{50{,}0\ g\ H_3PO_4} \cdot \frac{1\ mL\ H_3PO_4\ 50\ \%}{1{,}34\ g\ H_3PO_4\ 50\ \%} \cdot \frac{1\ L\ H_3PO_4\ 50\ \%}{10^3\ mL\ H_3PO_4\ 50\ \%} = 1{,}32\ L\ H_3PO_4\ 50{,}0\ \%$$

1.19. En un hospital de 2.000 camas se generan 2,40 kg de residuos por cama y día que son tratados mediante incineración a 1.200 °C.
a) Sabiendo que por cada kg de residuos incinerados se producen 3,10 m^3 de emisión gaseosa, con una concentración en partículas de 12,0 g m^{-3}, calcule la cantidad, expresada en kg/día, de partículas emitidas a la atmósfera.
b) Las cenizas retiradas del horno incinerador, que suponen el 30,0 % de la masa inicial de los residuos, se tratan con un reactivo inertizador en proporción de 1 kg de reactivo por cada 3 kg de cenizas, generándose unos bloques de densidad 1,60 g cm^{-3}. ¿Qué volumen de estos bloques, expresado en m^3, se producirá cada año en el hospital?
c) En la sección de radioterapia del hospital se produce un vertido de 600 L diarios, contaminado por Ra(II) en concentraciones de 800 mg L^{-1}. Calcule la cantidad estequiométrica de sulfato de sodio, expresada en g/día, necesaria para precipitar todo el radio como $RaSO_4$ según la reacción:

$$Na_2SO_4 + Ra^{2+} \rightarrow RaSO_4 + 2\ Na^+$$

(Castilla y León 2006)

a) La cantidad diaria de residuo que se genera en el hospital es:

$$2.000\ \text{camas} \cdot \frac{2{,}40\ \text{kg residuo}}{\text{cama}} = 4{,}80 \cdot 10^3\ \text{kg residuo}$$

La masa de partículas emitidas a la atmósfera cada día es:

$$4{,}80 \cdot 10^3\ \text{kg residuo} \cdot \frac{3{,}10\ \text{m}^3\ \text{gas}}{\text{kg residuo}} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g partículas}}{\text{m}^3\ \text{gas}} \cdot \frac{1\ \text{kg partículas}}{10^3\ \text{g partículas}} = 188\ \text{kg partículas}$$

b) La cantidad anual empleada de reactivo inertizador es:

$$1\ \text{año} \cdot \frac{4{,}80 \cdot 10^3\ \text{kg residuo}}{\text{día}} \cdot \frac{365\ \text{día}}{1\ \text{año}} \cdot \frac{30{,}0\ \text{kg ceniza}}{100\ \text{kg residuo}} \cdot \frac{1\ \text{kg reactivo}}{3\ \text{kg ceniza}} = 1{,}75 \cdot 10^5\ \text{kg reactivo}$$

El volumen anual de reactivo inertizador es:

$$1{,}75 \cdot 10^5\ \text{kg reactivo} \cdot \frac{1\ \text{cm}^3\ \text{reactivo}}{1{,}60\ \text{g reactivo}} \cdot \frac{10^3\ \text{g reactivo}}{1\ \text{kg reactivo}} \cdot \frac{1\ \text{m}^3\ \text{reactivo}}{10^6\ \text{cm}^3\ \text{reactivo}} = 109\ \text{m}^3\ \text{reactivo}$$

c) La cantidad diaria vertida de residuo radiactivo de Ra^{2+} es:

$$600\ \text{L vertido} \cdot \frac{800\ \text{mg Ra}^{2+}}{\text{L vertido}} \cdot \frac{1\ \text{g Ra}^{2+}}{10^3\ \text{mg Ra}^{2+}} \cdot \frac{1\ \text{mol Ra}^{2+}}{226{,}0\ \text{g Ra}^{2+}} = 2{,}12\ \text{mol Ra}^{2+}$$

Relacionando Ra^{2+} con Na_2SO_4:

$$2{,}12\ \text{mol Ra}^{2+} \cdot \frac{1\ \text{mol Na}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol Ra}^{2+}} \cdot \frac{142{,}0\ \text{g Na}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol Na}_2\text{SO}_4} = 301\ \text{g Na}_2\text{SO}_4$$

1.20. Una muestra de 0,7380 g del sulfato $M_2(SO_4)_3$, al reaccionar con $BaCl_2$ en exceso, produjo 1,511 g de $BaSO_4$. Calcule la masa atómica del metal M.

(Valencia 2006) (Madrid 2010) (Castilla y León 2014)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre el sulfato metálico y $BaCl_2$ es:

$$M_2(SO_4)_3(s) + 3\ BaCl_2(aq) \rightarrow 2\ MCl_3(aq) + 3\ BaSO_4(s)$$

Relacionando $BaSO_4$ con $M_2(SO_4)_3$ se obtiene la masa atómica del metal M:

$$1{,}511\ \text{g BaSO}_4 \cdot \frac{1\ \text{mol BaSO}_4}{233{,}3\ \text{g BaSO}_4} \cdot \frac{1\ \text{mol M}_2(\text{SO}_4)_3}{3\ \text{mol BaSO}_4} \cdot \frac{(2x + 288{,}3)\ \text{g M}_2(\text{SO}_4)_3}{1\ \text{mol M}_2(\text{SO}_4)_3} = 0{,}738\ \text{g M}_2(\text{SO}_4)_3$$

Se obtiene, $x = 26{,}92\ \text{g mol}^{-1}$.

La masa molar obtenida corresponde al elemento aluminio (Al) cuyo número de oxidación es +3.

(En Madrid 2010 y Castilla y León 2014 se pregunta como cuestión multirrespuesta).

1.21. Se introducen en un recipiente de 2,5 L de capacidad y a 625 °C; 0,476 g de $I_2(g)$ y 0,068 g de $H_2(g)$. Calcule:
a) La presión total en el momento inicial de mezclado.
Se sabe que en este caso quedan sin reaccionar 0,158 g de $I_2(g)$. Calcule:
b) Las cantidades, en moles, de las especies presentes en el momento de la reacción.
c) Las presiones parciales de las especies presentes en el momento de la reacción.

(Castilla y León 2007)

a) Las cantidades de sustancias que forman la mezcla inicial son:

$$\left.\begin{array}{l} 0{,}476\ \text{g}\ I_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ I_2}{254{,}0\ \text{g}\ I_2} = 1{,}87{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ I_2 \\ 0{,}068\ \text{g}\ H_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ H_2}{2{,}0\ \text{g}\ H_2} = 3{,}4{\cdot}10^{-2}\ \text{mol}\ H_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad n_t = 3{,}6{\cdot}10^{-2}\ \text{mol}$$

Considerando comportamiento ideal, la presión ejercida por la mezcla gaseosa inicial es:

$$p = \frac{(3{,}6{\cdot}10^{-2}\ \text{mol}) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (625 + 273{,}15)\ \text{K}}{2{,}5\ \text{L}} = 1{,}1\ \text{atm}$$

b) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre I_2 y H_2 es:

$$I_2(g) + H_2(g) \rightarrow 2\ HI(g)$$

La cantidad de I_2 que queda sin reaccionar de I_2:

$$0{,}158\ \text{g}\ I_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ I_2}{253{,}8\ \text{g}\ I_2} = 6{,}23{\cdot}10^{-4}\ \text{mol}\ I_2$$

La cantidad de H_2que reacciona de H_2:

$$6{,}23{\cdot}10^{-4}\ \text{mol}\ I_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2}{1\ \text{mol}\ I_2} = 6{,}23{\cdot}10^{-4}\ \text{mol}\ H_2$$

La cantidad de H_2que queda sin reaccionar es:

$$3{,}4{\cdot}10^{-2}\ \text{mol}\ H_2\ \text{(inicial)} - 6{,}23{\cdot}10^{-4}\ \text{mol}\ H_2\ \text{(reaccionado)} = 3{,}3{\cdot}10^{-2}\ \text{mol}\ H_2\ \text{(exceso)}$$

La cantidad de HI que se forma es:

$$6{,}23{\cdot}10^{-4}\ \text{mol}\ I_2 \cdot \frac{2\ \text{mol HI}}{1\ \text{mol}\ I_2} = 1{,}25{\cdot}10^{-3}\ \text{mol HI}$$

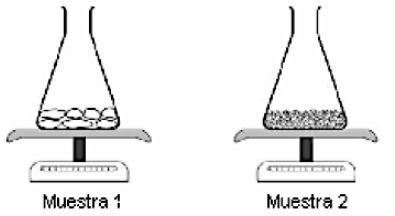
c) Considerando comportamiento ideal, la presión ejercida por cada especie es:

$$p_{I_2} = \frac{(6{,}23{\cdot}10^{-4}\ \text{mol}) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (625 + 273{,}15)\ \text{K}}{2{,}5\ \text{L}} = 0{,}018\ \text{atm}$$

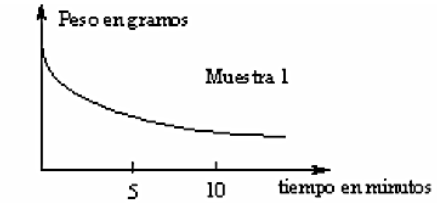
$$p_{H_2} = \frac{(3{,}3{\cdot}10^{-2}\ \text{mol}) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (625 + 273{,}15)\ \text{K}}{2{,}5\ \text{L}} = 0{,}97\ \text{atm}$$

$$p_{HI} = \frac{(1{,}2{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (625 + 273{,}15)\ \text{K}}{2{,}5\ \text{L}} = 0{,}035\ \text{atm}$$

1.22. En un experimento para estudiar el efecto de algunos factores sobre la velocidad de reacción, un estudiante pesó dos muestras diferentes de carbonato de calcio de 2,0 g cada una. Cada muestra fue colocada en un matraz sobre el plato de una balanza electrónica como se aprecia en la figura. La muestra 1 consta de grandes partículas de $CaCO_3$, mientras que la muestra 2 está formada por partículas mucho más pequeñas.



El estudiante añadió 100 mL de HCl 0,50 M a la muestra 1 y siguió la evolución de la masa a 18 °C como se muestra en la figura adjunta.



La reacción que tiene lugar es:

$$CaCO_3(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow CaCl_2(aq) + H_2O(l) + CO_2(g)$$

Para la muestra 1 y suponiendo la reacción completa del carbonato de calcio, calcule:

a) El volumen, en litros, de CO_2 producido a 18 °C y 1 atm.

b) La variación total de masa.

c) La concentración de HCl que permanece en el matraz.

Con la muestra 2 se realiza un experimento similar.

d) Dibuje un esquema de la gráfica de variación de masa con el tiempo comparándola con la que se obtuvo para la muestra 1. Razone el motivo de este comportamiento.

e) Si el matraz es de 1,0 L y se tapa tras la adición de HCl, calcule la presión en el interior del matraz tras la desaparición del carbonato de calcio. Suponga que la temperatura se mantiene constante.

(Murcia 2007)

---

a) La cantidad de CO_2 que se obtiene es:

$$2{,}0\ \text{g}\ CaCO_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CaCO_3}{100{,}1\ \text{g}\ CaCO_3} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CaCO_3} = 0{,}020\ \text{mol}\ CO_2$$

Suponiendo comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}020\ \text{mol}\ CO_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (18 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 0{,}48\ \text{L}\ CO_2$$

b) La pérdida de masa que se registra en el sistema se corresponde con la masa de CO_2 desprendido:

$$0{,}020\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 0{,}88\ \text{g}\ CO_2$$

c) La cantidad de HCl que se introduce en el matraz que contiene la muestra 1 es:

$$100\ \text{mL HCl 0,50 M} \cdot \frac{1\ \text{L HCl 0,50 M}}{10^3\ \text{mL HCl 0,50 M}} \cdot \frac{0{,}50\ \text{mol HCl}}{1\ \text{L HCl 0,50 M}} = 0{,}050\ \text{mol HCl}$$

Relacionando $CaCO_3$ y HCl se obtiene la cantidad de HCl que se consume en la reacción:

$$0{,}020\ \text{mol}\ CaCO_3 \cdot \frac{2\ \text{mol HCl}}{1\ \text{mol}\ CaCO_3} = 0{,}040\ \text{mol HCl}$$

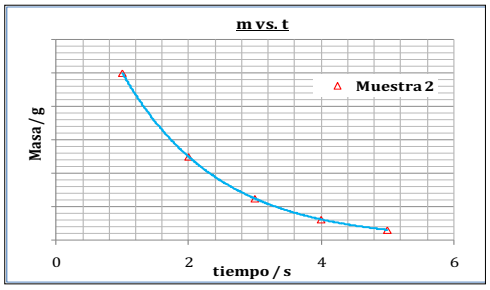
La cantidad de HCl que queda sin reaccionar al final del proceso es:

$$0{,}050\ \text{mol HCl (inicial)} - 0{,}040\ \text{mol HCl (gastado)} = 0{,}010\ \text{mol HCl (exceso)}$$

Considerando que no existe variación de volumen en la reacción, la concentración de la disolución de HCl sobrante es:

$$\frac{0{,}010\ \text{mol HCl}}{100\ \text{mL disolución HCl}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución HCl}}{1\ \text{L disolución HCl}} = 0{,}10\ \text{mol L}^{-1}$$

d) La imagen muestra la variación que experimenta la masa del sistema con el tiempo. Comparada la correspondiente al matraz 1 se observa que pendiente de la curva es mayor lo cual quiere decir que como la muestra 2 se encuentra más finamente pulverizada (mayor superficie específica) la reacción con HCl será más rápida.



e) Suponiendo comportamiento ideal, y despreciando el volumen ocupado por la disolución resultante, la presión en el interior del matraz se debe al CO_2 generado:

$$p = \frac{0{,}020\ \text{mol} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (18 + 273{,}15)\ \text{K}}{1{,}0\ \text{L}} = 0{,}48\ \text{atm}$$

1.23. Un pesticida contiene entre otras sustancias, sulfato de talio. Al disolver una muestra de 10,20 g del pesticida en agua y añadir yoduro de sodio se obtiene un precipitado de 0,1964 g de yoduro de talio. La reacción que se produce es:

$Tl_2SO_4(aq) + 2\ NaI(aq) \rightarrow 2\ TlI(s) + Na_2SO_4(aq)$.

a) ¿Cuál es el porcentaje en masa de Tl_2SO_4 en la muestra original?

b) ¿Cuántos moles de NaI son necesarios para precipitar tod el talio de la muestra?

c) ¿Cuántos litros de una disolución conteniendo 20,0 mg L^{-1} de talio pueden prepararse con 250 g del pesticida?

(Córdoba 2007)

a) La cantidad de TlI que precipita proporciona la de Tl_2SO_4 contenida en el pesticida:

$$\frac{0{,}1964\ \text{g TlI}}{10{,}20\ \text{g pesticida}} \cdot \frac{1\ \text{mol TlI}}{331{,}3\ \text{g TlI}} \cdot \frac{1\ \text{mol } Tl_2SO_4}{2\ \text{mol TlI}} \cdot \frac{504{,}8\ \text{g } Tl_2SO_4}{1\ \text{mol } Tl_2SO_4} \cdot 100 = 1{,}468\ \%\ Tl_2SO_4$$

b) Relacionando TlI con NaI se obtiene la cantidad necesaria para la precipitación:

$$0{,}1964\ \text{g TlI} \cdot \frac{1\ \text{mol TlI}}{331{,}3\ \text{g TlI}} \cdot \frac{2\ \text{mol NaI}}{2\ \text{mol TlI}} = 5{,}928 \cdot 10^{-4}\ \text{mol NaI}$$

c) La cantidad de talio que contiene el pesticida es:

$$250\ \text{g pesticida} \cdot \frac{1{,}468\ \text{g } Tl_2SO_4}{100\ \text{g pesticida}} \cdot \frac{1\ \text{mol } Tl_2SO_4}{504{,}8\ \text{g } Tl_2SO_4} \cdot \frac{2\ \text{mol Tl}}{1\ \text{mol } Tl_2SO_4} \cdot \frac{204{,}4\ \text{g Tl}}{1\ \text{mol Tl}} = 2{,}98\ \text{g Tl}$$

Relacionando la cantidad de Tl que contiene el pesticida con la disolución a preparar:

$$2{,}98\ \text{g Tl} \cdot \frac{10^3\ \text{mg Tl}}{1\ \text{g Tl}} \cdot \frac{1\ \text{L disolución}}{20{,}0\ \text{mg Tl}} = 149\ \text{L disolución}$$

1.24. Los mineros del siglo pasado iluminaban las galerías quemando acetileno (etino). Esta sustancia se obtenía in situ por reacción del carburo de calcio, CaC_2, con agua según la siguiente reacción:

$$CaC_2(s) + 2\ H_2O(l) \rightarrow C_2H_2(g) + Ca(OH)_2(aq)$$

Calcule la pureza de una muestra de CaC_2 sabiendo que al tratar 2,056 g de CaC_2 con agua, se obtienen 656 cm^3 de acetileno, medido sobre agua a 22 °C y 748 mmHg.
(Dato. Presión de vapor del agua a 22 °C = 19,8 mmHg).

(Preselección Valencia 2007)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas seco es:

$$n = \frac{(748 - 19{,}8)\ \text{mmHg} \cdot (656\ \text{cm}^3\ C_2H_2)}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (22 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} \cdot \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{cm}^3} = 2{,}60{\cdot}10^{-2}\ \text{mol}\ C_2H_2$$

Relacionando el C_2H_2 producido con la muestra se obtiene su riqueza en CaC_2:

$$\frac{2{,}60{\cdot}10^{-2}\ \text{mol}\ C_2H_2}{2{,}056\ \text{g muestra}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CaC_2}{1\ \text{mol}\ C_2H_2} \cdot \frac{64{,}1\ \text{g}\ CaC_2}{1\ \text{mol}\ CaC_2} \cdot 100 = 80{,}9\ \%\ CaC_2$$

1.25. Cierta empresa compra 5.000 kg de zinc con el fin de usarlo para galvanizar una partida de hierro con objeto de evitar su corrosión. Para determinar la riqueza del zinc adquirido se tomaron 50,00 g del mismo y se trataron con ácido clorhídrico de riqueza 37,0 % en masa y densidad 1,110 g cm^{-3}, consumiéndose 126 cm^3 de dicho ácido. Calcule:
a) La molaridad de la disolución de HCl utilizada.
b) El porcentaje de zinc en la muestra.
c) El volumen de hidrógeno obtenido en el ensayo analítico, medido a 25 °C y 740 mmHg.
Nota. La ecuación correspondiente a la reacción entre ácido clorhídrico y zinc es:

$$Zn(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$$

(Preselección Valencia 2007)

a) Tomando como base de cálculo 100 g de disolución de HCl, la molaridad es:

$$\frac{37{,}0\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl 37,0 \%}} \cdot \frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}} \cdot \frac{1{,}11\ \text{g HCl 37,0 \%}}{1\ \text{cm}^3\ \text{HCl 37,0 \%}} \cdot \frac{10^3\ \text{cm}^3\ \text{HCl 37,0 \%}}{1\ \text{L HCl 37,0 \%}} = 11{,}3\ \text{mol L}^{-1}$$

b) Relacionando el HCl consumido con la muestra se obtiene la riqueza de la misma:

$$126\ \text{cm}^3\ \text{HCl 37,0 \%} \cdot \frac{1{,}11\ \text{g HCl 37,0 \%}}{1\ \text{cm}^3\ \text{HCl 37,0 \%}} \cdot \frac{37{,}0\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl 37,0 \%}} \cdot \frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}} = 1{,}42\ \text{mol HCl}$$

$$\frac{1{,}42\ \text{mol HCl}}{50{,}00\ \text{g muestra}} \cdot \frac{1\ \text{mol Zn}}{2\ \text{mol HCl}} \cdot \frac{65{,}4\ \text{g Zn}}{1\ \text{mol Zn}} \cdot 100 = 92{,}7\ \%\ \text{Zn}$$

c) Relacionando HCl con H_2:

$$126\ \text{cm}^3\ \text{HCl 37,0 \%} \cdot \frac{1{,}11\ \text{g HCl 37,0 \%}}{1\ \text{cm}^3\ \text{HCl 37,0 \%}} \cdot \frac{37{,}0\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl 37,0 \%}} \cdot \frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2}{2\ \text{mol HCl}} = 0{,}709\ \text{mol}\ H_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}709\ \text{mol}\ H_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{740\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 17{,}8\ \text{L}\ H_2$$

1.26. Una muestra de 0,4278 g de un elemento metálico X de masa atómica relativa 139, del 93,0 % de riqueza, se disolvió totalmente en ácido clorhídrico concentrado del 32,14 % de riqueza en peso y densidad 1,16 g mL^{-1}. El hidrógeno desprendido se recogió sobre agua, a 17,5 °C y 735 mmHg, ocupando un volumen de 107 mL. (Las impurezas son inertes y no reaccionan con el ácido)
a) Calcule la fórmula empírica del cloruro de X.
b) ¿Qué volumen de disolución de ácido clorhídrico concentrado se consumió?
c) ¿Qué peso de cloruro metálico se formó?
(Dato. Presión de vapor del agua a 17,5 °C = 15,0 mmHg).

(Valencia 2007)

a) La ecuación química correspondiente a la reacción entre el metal X y HCl es:

$$2\ X(s) + 2\ n\ HCl(aq) \rightarrow 2\ XCl_n(aq) + n\ H_2(g)$$

Para determinar la fórmula del cloruro, basta con calcular el valor de n, para lo que se necesita calcular previamente el número de moles de X y de H_2.

▪ Moles de X contenidos en la muestra metálica:

$$0{,}4278\ g\ muestra \cdot \frac{93{,}0\ g\ X}{100\ g\ muestra} \cdot \frac{1\ mol\ X}{139\ g\ X} = 2{,}86{\cdot}10^{-3}\ mol\ X$$

▪ Considerando comportamiento ideal, el número de moles de H_2 seco es:

$$n = \frac{(735 - 15{,}0)\ mmHg \cdot (107\ mL\ H_2)}{(0{,}08206\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot (17{,}5 + 273{,}15)\ K} \cdot \frac{1\ atm}{760\ mmHg} \cdot \frac{1\ L}{10^3\ mL} = 4{,}26{\cdot}10^{-3}\ mol\ H_2$$

Relacionando H_2 con Cl:

$$4{,}26{\cdot}10^{-3}\ mol\ H_2 \cdot \frac{2n\ mol\ HCl}{n\ mol\ H_2} \cdot \frac{1\ mol\ Cl}{1\ mol\ HCl} = 8{,}52{\cdot}10^{-3}\ mol\ Cl$$

La relación entre los moles de Cl y X proporciona la fórmula empírica del cloruro metálico:

$$\frac{8{,}52{\cdot}10^{-3}\ mol\ Cl}{2{,}86{\cdot}10^{-3}\ mol\ X} \approx 3\frac{mol\ Cl}{mol\ X} \quad \rightarrow \quad \text{fórmula empírica: } XCl_3$$

b) Relacionando H_2 con HCl:

$$4{,}26{\cdot}10^{-3}\ mol\ H_2 \cdot \frac{2n\ mol\ HCl}{n\ mol\ H_2} \cdot \frac{36{,}5\ g\ HCl}{1\ mol\ HCl} = 0{,}311\ g\ HCl$$

Como se dispone de disolución de riqueza 32,14 %:

$$0{,}311\ g\ HCl \cdot \frac{100\ g\ HCl\ 32{,}14\ \%}{32{,}14\ g\ HCl} \cdot \frac{1\ mL\ HCl\ 32{,}14\ \%}{1{,}16\ g\ HCl\ 32{,}14\ \%} = 0{,}834\ mL\ HCl\ 32{,}14\ \%$$

c) Relacionando X con XCl_3:

$$2{,}86{\cdot}10^{-3}\ mol\ X \cdot \frac{1\ mol\ XCl_3}{1\ mol\ X} \cdot \frac{245{,}5\ g\ XCl_3}{1\ mol\ XCl_3} = 0{,}702\ g\ XCl_3$$

1.27. Un método para ajustar la concentración de una disolución de HCl es añadirle una pequeña cantidad de Mg:

$$Mg + 2\ HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$$

¿Cuántos mg de Mg hay que añadir sobre 250 mL de HCl 1,023 M para que disolución resultante sea exactamente 1,000 M?

(Valencia 2008)

La cantidad de HCl en exceso que contiene la disolución de HCl es:

$$250\ \text{mL disolución} \cdot \frac{(1{,}023 - 1{,}000)\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL disolución}} = 5{,}75\ \text{mmol HCl}$$

Relacionando HCl con Mg:

$$5{,}75\ \text{mol HCl} \cdot \frac{1\ \text{mmol Mg}}{2\ \text{mmol HCl}} \cdot \frac{24{,}3\ \text{mg Mg}}{1\ \text{mmol Mg}} = 69{,}9\ \text{mg Mg}$$

1.28. En la industria aeronáutica se utilizan aleaciones de Al/Cu. Un proceso que permite analizar la composición de dicha aleación es por tratamiento con una disolución acuosa de ácido clorhídrico ya que el cobre no reacciona con este ácido y el aluminio reacciona en su totalidad dando tricloruro de aluminio, $AlCl_3$.

Se tratan 2,4 g de aleación Al/Cu con 25 mL de HCl del 36 % y densidad 1,18 g mL^{-1}. Se supone que ha reaccionado todo el aluminio y que el HCl se encuentra en exceso. La disolución ácida resultante se valora con 20,5 mL de disolución de NaOH 2,0 M, utilizando fenolftaleína como indicador.

a) Escriba la reacción de neutralización y determine el número de moles de HCl en exceso.

b) Escriba la reacción de la aleación con ácido clorhídrico sabiendo que se desprende hidrógeno molecular, H_2, y determine la composición centesimal de la aleación.

c) Determine el volumen de hidrógeno que se desprende medido en condiciones normales.

(Castilla y León 2009)

a) La ecuación química correspondiente a la neutralización del HCl es:

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

La cantidad de HCl que se añade inicialmente a la aleación es:

$$25\ \text{mL HCl 36 \%} \cdot \frac{1{,}18\ \text{g HCl 36 \%}}{1\ \text{mL HCl 36 \%}} \cdot \frac{36\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl 36 \%}} \cdot \frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}} = 0{,}29\ \text{mol HCl}$$

La cantidad de HCl que se neutraliza con NaOH (exceso) es:

$$20{,}5\ \text{mL NaOH 2,0 M} \cdot \frac{2{,}0\ \text{mol NaOH}}{10^3\ \text{mL NaOH 2,0 M}} \cdot \frac{1\ \text{mol HCl}}{1\ \text{mol NaOH}} = 0{,}050\ \text{mol HCl}$$

El HCl restante es el que reacciona con el Al de la aleación:

$$0{,}29\ \text{mol HCl (inicial)} - 0{,}050\ \text{mol HCl (neutralización)} = 0{,}24\ \text{mol HCl (aleación)}$$

b) Teniendo en cuenta que los potenciales de reducción, $E°$, del $Cu^{2+}|Cu$, $Al^{3+}|Al$ y $H^+|H_2$, son, respectivamente, +0,34 V, –1,66 V y 0,00 V, se deduce que de los dos metales que forman la aleación, el único capaz de reaccionar con HCl para producir H_2 es el Al. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre ambos es:

$$6\ HCl(aq) + 2\ Al(s) \rightarrow 2\ AlCl_3(aq) + 3\ H_2(g)$$

Relacionando HCl con Al y aleación se puede calcular la composición de esta:

$$\frac{0{,}24\ \text{mol HCl}}{2{,}4\ \text{g aleación}} \cdot \frac{2\ \text{mol Al}}{6\ \text{mol HCl}} \cdot \frac{27{,}0\ \text{g Al}}{1\ \text{mol Al}} \cdot 100 = 90\ \text{\% Al}$$

El resto de la aleación, 10 % es Cu.

c) Relacionando HCl y H_2:

$$0{,}24\ \text{mol HCl} \cdot \frac{3\ \text{mol H}_2}{6\ \text{mol HCl}} = 0{,}12\ \text{mol H}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}12\ \text{mol H}_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 2{,}7\ \text{L H}_2$$

1.29. Una mezcla de dos sólidos ($KClO_3$ y KCl) pesa 66,0 g y contiene un 10,0 % de humedad. Por calefacción prolongada se liberan 8,00 g de oxígeno. Calcule el porcentaje de ambos compuestos en la mezcla original anhidra.

(Cádiz 2009)

La cantidad de muestra seca es:

$$66{,}0\ \text{g muestra húmeda} \cdot \frac{90{,}0\ \text{g muestra seca}}{100\ \text{g muestra húmeda}} = 59{,}4\ \text{g muestra seca}$$

La ecuación química correspondiente a la descomposición del $KClO_3$ por calefacción es:

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

De acuerdo con la ecuación anterior, todo el O_2 liberado se debe únicamente al $KClO_3$:

$$8{,}00\ \text{g O}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol O}_2}{32{,}0\ \text{g O}_2} \cdot \frac{2\ \text{mol KClO}_3}{3\ \text{mol O}_2} \cdot \frac{122{,}6\ \text{g KClO}_3}{1\ \text{mol KClO}_3} = 20{,}4\ \text{g KClO}_3$$

La cantidad restante de muestra seca es KCl:

$$59{,}4\ \text{g muestra seca} - 20{,}4\ \text{g KClO}_3 = 39{,}0\ \text{g KCl}$$

Expresando el resultado en forma de porcentaje en masa:

$$\frac{20{,}4\ \text{g KClO}_3}{59{,}4\ \text{g muestra seca}} \cdot 100 = 34{,}3\ \%\ \text{KClO}_3$$

$$\frac{39{,}0\ \text{g KCl}}{59{,}4\ \text{g muestra seca}} \cdot 100 = 65{,}7\ \%\ \text{KCl}$$

1.30. En un reactor de síntesis de amoniaco se producen 1.000 t/día.
a) Sabiendo que el hidrógeno procede del metano y el nitrógeno del aire, calcule los volúmenes de metano y aire consumidos al día, en condiciones normales, teniendo en cuenta que un volumen de aire está formado por 80,0 % de nitrógeno y 20,0 % de oxígeno y que la reacción tiene lugar admitiendo que todo el hidrógeno y el nitrógeno que reaccionan se convierten íntegramente en amoniaco.
b) Determine la masa de disolución de ácido nítrico del 50,0 % en masa que se puede obtener a partir de 100 t de amoniaco.

(Castilla y León 2011)

La cantidad de amoniaco que se producen al día es:

$$1.000\ \text{t NH}_3 \cdot \frac{10^6\ \text{g NH}_3}{1\ \text{t NH}_3} \cdot \frac{1\ \text{mol NH}_3}{17{,}0\ \text{g NH}_3} = 5{,}88{\cdot}10^7\ \text{mol NH}_3$$

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la obtención de amoniaco es:

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightarrow 2\ NH_3(g)$$

Relacionando NH_3 con H_2 y este con CH_4:

$$5{,}88{\cdot}10^7\ \text{mol NH}_3 \cdot \frac{3\ \text{mol H}_2}{2\ \text{mol NH}_3} \cdot \frac{1\ \text{mol CH}_4}{2\ \text{mol H}_2} = 4{,}41{\cdot}10^7\ \text{mol CH}_4$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(4{,}41{\cdot}10^7 \text{ mol } CH_4) \cdot (0{,}08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273{,}15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 9{,}88{\cdot}10^8 \text{ L } CH_4$$

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), en una mezcla gaseosa la composición volumétrica coincide con la composición molar. Relacionando NH_3 con N_2 y este con aire:

$$5{,}88{\cdot}10^7 \text{ mol } NH_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2}{2 \text{ mol } NH_3} \cdot \frac{100 \text{ mol aire}}{80{,}0 \text{ mol } N_2} = 3{,}68{\cdot}10^7 \text{ mol aire}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(3{,}68{\cdot}10^7 \text{ mol aire}) \cdot (0{,}08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273{,}15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 8{,}24{\cdot}10^{10} \text{ L aire}$$

b) El número de moles de NH_3 correspondiente a la masa propuesta es:

$$100 \text{ t } NH_3 \cdot \frac{10^6 \text{ g } NH_3}{1 \text{ t } NH_3} \cdot \frac{1 \text{ mol } NH_3}{17{,}0 \text{ g } NH_3} = 5{,}88{\cdot}10^6 \text{ mol } NH_3$$

Relacionando NH_3 con HNO_3:

$$5{,}88{\cdot}10^6 \text{ mol } NH_3 \cdot \frac{1 \text{ mol N}}{1 \text{ mol } NH_3} \cdot \frac{1 \text{ mol } HNO_3}{1 \text{ mol N}} \cdot \frac{63{,}0 \text{ g } HNO_3}{1 \text{ mol } HNO_3} = 3{,}70{\cdot}10^8 \text{ g } HNO_3$$

Como se quiere preparar de una disolución de riqueza 50,0 %:

$$3{,}70{\cdot}10^8 \text{ g } HNO_3 \cdot \frac{100 \text{ g } HNO_3 \text{ 50,0 \%}}{50{,}0 \text{ g } HNO_3} \cdot \frac{1 \text{ t } HNO_3 \text{ 50,0 \%}}{10^6 \text{ g } HNO_3 \text{ 50,0 \%}} = 740 \text{ t } HNO_3 \text{ 50,0 \%}$$

1.31. Una industria química comercializa un abono de nitrato de amonio, NH_4NO_3, con un 33,5 % de N y mezclas de materia inerte, normalmente caliza y dolomita. Este abono por su contenido en nitrógeno está especialmente indicado para cualquier tipo de cultivos que precisen disponer de nitrógeno de absorción inmediata (50 % como nitrógeno nítrico) y de nitrógeno de absorción más lenta (50 % como nitrógeno amoniacal).
a) ¿Qué porcentaje de nitrato de amonio hay en este abono?
b) Los expertos recomiendan la utilización de 350 kg de abono por hectárea cuando este está dedicado al cultivo de patatas. Si se dispone de una plantación de 2,50 hectáreas, ¿cuántos kg de nitrógeno amoniacal se deben utilizar?
c) El nitrato de amonio se obtiene por reacción del amoniaco con el ácido nítrico. Escriba y ajuste la reacción de formación.
d) ¿Cuántos litros de amoniaco, medidos a 50 °C y 1 atm, son necesarios para obtener 850 kg de nitrato de amonio?

(Galicia 2011)

a) El porcentaje de NH_4NO_3 que contiene el abono es:

$$\frac{33{,}5 \text{ g N}}{100 \text{ g abono}} \cdot \frac{1 \text{ mol N}}{14{,}0 \text{ g N}} \cdot \frac{1 \text{ mol } NH_4NO_3}{2 \text{ mol N}} \cdot \frac{80{,}0 \text{ g } NH_4NO_3}{1 \text{ mol } NH_4NO_3} \cdot 100 = 9{,}57 \text{ \% } NH_4NO_3$$

b) La cantidad de N amoniacal para el terreno es:

$$2{,}50 \text{ ha} \cdot \frac{350 \text{ kg abono}}{1 \text{ ha}} \cdot \frac{10^3 \text{ g abono}}{1 \text{ kg abono}} \cdot \frac{9{,}57 \text{ g } NH_4NO_3}{100 \text{ g abono}} \cdot \frac{1 \text{ mol } NH_4NO_3}{80{,}0 \text{ g } NH_4NO_3} = 1{,}05{\cdot}10^3 \text{ mol } NH_4NO_3$$

$$1{,}05{\cdot}10^3 \text{ mol } NH_4NO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } NH_4^+}{1 \text{ mol } NH_4NO_3} \cdot \frac{1 \text{ mol N}}{1 \text{ mol } NH_4^+} \cdot \frac{14{,}0 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}} \cdot \frac{1 \text{ kg N}}{10^3 \text{ g N}} = 14{,}7 \text{ kg N}$$

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de formación del NH_4NO_3 es:

$$NH_3(aq) + HNO_3(aq) \rightarrow NH_4NO_3(aq)$$

d) Relacionando NH_4NO_3 y NH_3:

$$850\ \text{kg}\ NH_4NO_3 \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ NH_4NO_3}{1\ \text{kg}\ NH_4NO_3} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ NH_4NO_3}{80{,}0\ \text{g}\ NH_4NO_3} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ NH_3}{1\ \text{mol}\ NH_4NO_3} = 1{,}06{\cdot}10^4\ \text{mol}\ NH_3$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(1{,}06{\cdot}10^4\ \text{mol}\ NH_3) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (50 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 2{,}81{\cdot}10^5\ \text{L}\ NH_3$$

1.32. Los apicultores utilizan la reacción de descomposición térmica del NH_4NO_3 para generar el gas N_2O, de propiedades anestesiantes, para dormir a las abejas. En la reacción se produce también H_2O.
a) Escriba la reacción y calcule la cantidad de monóxido de dinitrógeno que se forma cuando se descomponen 8,0 g de NH_4NO_3.
b) ¿Será suficiente esta cantidad de gas para dormir las 30.000 abejas de un enjambre si se sabe que cada abeja necesita 1 µL de gas N_2O en condiciones normales para quedar dormida?

(Baleares 2011)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la descomposición del NH_4NO_3 es:

$$NH_4NO_3(s) \rightarrow N_2O(g) + 2\ H_2O(g)$$

Relacionando NH_4NO_3 con N_2O:

$$8{,}0\ \text{g}\ NH_4NO_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ NH_4NO_3}{80{,}0\ \text{g}\ NH_4NO_3} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ N_2O}{1\ \text{mol}\ NH_4NO_3} \cdot \frac{44{,}0\ \text{g}\ N_2O}{1\ \text{mol}\ N_2O} = 4{,}4\ \text{g}\ N_2O$$

b) Relacionando la dosis de N_2O necesaria con el número de abejas se obtiene el volumen total de gas:

$$30.000\ \text{abejas} \cdot \frac{1\ \mu\text{L}\ N_2O}{1\ \text{abeja}} \cdot \frac{1\ \text{L}\ N_2O}{10^6\ \mu\text{L}\ N_2O} = 0{,}030\ \text{L}\ N_2O$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas es:

$$n = \frac{1\ \text{atm} \cdot (0{,}030\ \text{L}\ N_2O)}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}} = 1{,}3{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ N_2O$$

La masa de gas es:

$$1{,}3{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ N_2O \cdot \frac{44{,}0\ \text{g}\ N_2O}{1\ \text{mol}\ N_2O} = 5{,}7{\cdot}10^{-2}\ \text{g}\ N_2O$$

Como se observa, la masa de N_2O producida es mayor que la necesaria, por tanto, sí es suficiente para dormir el enjambre.

1.33. El sulfato de potasio es un fertilizante que se utiliza en suelos salinos. Para calcular la riqueza en K_2O de una muestra de sulfato de potasio, se pesan 10,0 g de fertilizante, se disuelven en agua y la disolución resultante se enrasa posteriormente en un matraz aforado de 500 mL. Con una pipeta de doble enrase se toman 50,00 mL de esta disolución y se añade un exceso de ácido perclórico. Después de filtrar y secar el precipitado se obtienen 1,4321 g de perclorato de potasio.
a) Escriba y ajuste la reacción que tiene lugar.
b) Calcule la riqueza en K_2O del fertilizante.
El cloruro de potasio es otro fertilizante potásico, más barato que el sulfato de potasio pero inadecuado en suelos salinos. A veces se mezcla de forma fraudulenta con el sulfato de potasio. El fraude se puede detectar fácilmente utilizando el método de Mohr. Así, para comprobar si se ha añadido cloruro de potasio como impureza al fertilizante y en qué cantidad, 50,00 mL del extracto anterior se valoran con nitrato de plata de concentración 0,10 mol L^{-1}, gastando 7,1 mL para precipitar los cloruros presentes en la disolución.
c) Escriba y ajuste la reacción que tiene lugar.
d) Calcule el porcentaje de impurezas de KCl.

(Galicia 2012)

a) La ecuación química correspondiente a la reacción entre sulfato de potasio y ácido perclórico es:

$$K_2SO_4(s) + 2\ HClO_4(aq) \rightarrow H_2SO_4(aq) + 2\ KClO_4(aq)$$

b) Relacionando $HClO_4$ con K_2SO_4:

$$500\ \text{mL disolución} \cdot \frac{1{,}4321\ \text{g}\ KClO_4}{50{,}00\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ KClO_4}{138{,}6\ \text{g}\ KClO_4} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ K_2SO_4}{2\ \text{mol}\ KClO_4} = 5{,}17 \cdot 10^{-2}\ \text{mol}\ K_2SO_4$$

La riqueza en K_2O del fertilizante es:

$$\frac{5{,}17 \cdot 10^{-2}\ \text{mol}\ K_2SO_4}{10{,}0\ \text{g fertilizante}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ K_2O}{1\ \text{mol}\ K_2SO_4} \cdot \frac{94{,}2\ \text{g}\ K_2O}{1\ \text{mol}\ K_2O} \cdot 100 = 48{,}7\ \%\ K_2O$$

c) La ecuación química correspondiente a la reacción entre cloruro de potasio y nitrato de plata es:

$$KCl(s) + AgNO_3(aq) \rightarrow AgCl(s) + NaNO_3(aq)$$

d) Relacionando $AgNO_3$ con KCl en la muestra de 50,00 mL:

$$7{,}10\ \text{mL}\ AgNO_3\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol}\ AgNO_3}{1\ \text{mL}\ AgNO_3\ 0{,}10\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol KCl}}{1\ \text{mmol}\ AgNO_3} = 0{,}71\ \text{mmol KCl}$$

La cantidad de KCl contenido en los 500 mL de disolución es:

$$500\ \text{mL disolución} \cdot \frac{0{,}71\ \text{mmol KCl}}{50{,}00\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol KCl}}{10^3\ \text{mmol KCl}} = 7{,}1 \cdot 10^{-3}\ \text{mol KCl}$$

El porcentaje de KCl en el fertilizante es:

$$\frac{7{,}1 \cdot 10^{-3}\ \text{mol KCl}}{10{,}0\ \text{g fertilizante}} \cdot \frac{74{,}6\ \text{g KCl}}{1\ \text{mol KCl}} \cdot 100 = 5{,}3\ \%\ KCl$$

1.34. Se podría definir un huevo como la célula de mayor tamaño que existe. También se podría identificar como un alimento muy completo y bastante frecuente en nuestra gastronomía. Un huevo de gallina consta de dos partes: la clara y la yema (parte nutritiva). Además, su cáscara está formada por un 94 % de carbonato de calcio.
Entre los experimentos "caseros" que se pueden realizar está el siguiente:
se toma un huevo de gallina y se sumerge en un bote que contiene vinagre. Se tapa dicho frasco para evitar que el olor poco agradable salga al exterior. Tras un breve periodo de tiempo se observa la aparición de pequeñas burbujas que se deben a la generación de un gas (dióxido de carbono). El proceso se podría describir como: Vinagre + Cáscara de huevo → Gas.
Poco a poco, se va viendo cómo la cáscara se hace más fina hasta "desaparecer" en un tiempo aproximado de dos días, siendo en algunas ocasiones necesario renovar el vinagre. Estos cambios se deben a que el ácido acético del vinagre, al reaccionar con el carbonato de calcio va desapareciendo; siendo necesario más reactivo (vinagre) para que el proceso continúe.
Además de perder la cáscara, la membrana semipermeable que envuelve a la célula y que está situada inmediatamente debajo de ella, adquiere consistencia gomosa. Esto permite que se puedan llegar a realizar pequeños botes con el huevo sin que se rompa.
Teniendo en cuenta que la reacción química que se produce es: ácido acético reacciona con carbonato de calcio para dar dióxido de carbono, agua y acetato de calcio:
a) Escriba y ajuste la reacción.
b) Si el huevo de nuestro experimento pesa 90 g y su cáscara aporta el 15 % de este peso, calcule, teniendo en cuenta la composición de la cáscara, el número de moles de ácido acético necesarios para que se disuelva toda la cáscara.
c) Calcule el volumen de vinagre que hay que poner para la disolución de la cáscara teniendo en cuenta que el vinagre utilizado va a tener un 8,0 % (en masa) de ácido acético y que la densidad del vinagre a la temperatura del experimento es 1.010 kg m^{-3}.

(Murcia 2012)

---

a) La ecuación química correspondiente a la reacción entre $CaCO_3$ y CH_3COOH es:

$$CaCO_3(s) + 2\ CH_3COOH(aq) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(l) + Ca(CH_3COO)_2(aq)$$

b) La cantidad de $CaCO_3$ contenido en la cáscara del huevo es:

$$90\ \text{g huevo} \cdot \frac{15\ \text{g cáscara}}{100\ \text{g huevo}} \cdot \frac{94\ \text{g } CaCO_3}{100\ \text{g cáscara}} \cdot \frac{1\ \text{mol } CaCO_3}{100{,}1\ \text{g } CaCO_3} = 0{,}13\ \text{mol } CaCO_3$$

Relacionando $CaCO_3$ con CH_3COOH:

$$0{,}13\ \text{mol } CaCO_3 \cdot \frac{2\ \text{mol } CH_3COOH}{1\ \text{mol } CaCO_3} = 0{,}26\ \text{mol } CH_3COOH$$

c) Relacionando CH_3COOH con vinagre:

$$0{,}26\ \text{mol } CH_3COOH \cdot \frac{60{,}0\ \text{g } CH_3COOH}{1\ \text{mol } CH_3COOH} \cdot \frac{100\ \text{g vinagre}}{8{,}0\ \text{g } CH_3COOH} = 1{,}9{\cdot}10^2\ \text{g vinagre}$$

El volumen de vinagre es:

$$1{,}9{\cdot}10^2\ \text{g vinagre} \cdot \frac{1\ \text{kg vinagre}}{10^3\ \text{g vinagre}} \cdot \frac{1\ \text{m}^3\ \text{vinagre}}{1.010\ \text{kg vinagre}} \cdot \frac{10^3\ \text{L vinagre}}{1\ \text{m}^3\ \text{vinagre}} = 0{,}19\ \text{L vinagre}$$

1.35. La piedra caliza es una materia prima mineral que está constituida mayoritariamente por la sustancia química denominada carbonato de calcio.
En la mayor parte de los casos, la caliza se extrae de canteras mediante voladuras industriales, es decir, mediante la acción mecánica derivada de la detonación de productos químicos explosivos. Una vez recogida y triturada mecánicamente, la caliza se somete a calcinación mediante tratamiento por encima de 400 °C, al final del cual toda la caliza se ha transformado en un producto denominado cal viva, químicamente constituida por óxido de calcio.
Una de las aplicaciones de la cal viva es la neutralización de aguas residuales ácidas al objeto de lograr un pH cercano a 7 y reducir el impacto ambiental y permitir la aplicación de posteriores tratamientos de depuración biológica.
En un proceso industrial se generan aguas residuales que contienen 100 mg L^{-1} de ácido sulfúrico y 200 mg L^{-1} de ácido nítrico. En la neutralización de dichas aguas se emplea cal viva procedente de la calcinación de piedra caliza con prácticamente 100 % de riqueza en carbonato de calcio.
a) Escriba y ajuste las reacciones químicas que se producen en el proceso de calcinación y en el proceso de neutralización de aguas con ácido sulfúrico y ácido nítrico.
b) Calcule la cantidad diaria de piedra caliza (en mol y kg) necesaria para neutralizar 10,0 m^3 de aguas residuales que se producen por día en el proceso industrial.
c) Calcule el volumen de dióxido de carbono (en condiciones normales de presión y temperatura) emitido por día en el proceso de calcinación de la caliza calculada en el punto b).

(País Vasco 2012)

a) La ecuación química ajustada correspondiente al proceso de calcinación es:

$$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a los procesos de neutralización de los dos ácidos con CaO son:

$$CaO(s) + 2\ HNO_3(aq) \rightarrow Ca(NO_3)_2(aq) + H_2O(l)$$

$$CaO(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow CaSO_4(s) + H_2O(l)$$

b) La cantidad de cal viva necesaria para neutralizar el HNO_3 es:

$$10{,}0\ m^3\ agua \cdot \frac{10^3\ L\ agua}{1\ m^3\ agua} \cdot \frac{200\ mg\ HNO_3}{1\ L\ agua} \cdot \frac{1\ g\ HNO_3}{10^3\ mg\ HNO_3} \cdot \frac{1\ mol\ HNO_3}{63{,}0\ g\ HNO_3} \cdot \frac{1\ mol\ CaO}{2\ mol\ HNO_3} = 15{,}9\ mol\ CaO$$

La cantidad de cal viva necesaria para neutralizar el H_2SO_4 es:

$$10{,}0\ m^3\ agua \cdot \frac{10^3\ L\ agua}{1\ m^3\ agua} \cdot \frac{100\ mg\ H_2SO_4}{1\ L\ agua} \cdot \frac{1\ g\ H_2SO_4}{10^3\ mg\ H_2SO_4} \cdot \frac{1\ mol\ H_2SO_4}{98{,}1\ g\ H_2SO_4} \cdot \frac{1\ mol\ CaO}{1\ mol\ H_2SO_4} = 10{,}2\ mol\ CaO$$

La cantidad total consumida de CaO es:

$$(15{,}9 + 10{,}2)\ mol\ CaO = 26{,}1\ mol\ CaO$$

Relacionando CaO y $CaCO_3$:

$$26{,}1\ mol\ CaO \cdot \frac{1\ mol\ CaCO_3}{1\ mol\ CaO} = 26{,}1\ mol\ CaCO_3$$

La masa correspondiente es:

$$26{,}1\ mol\ CaCO_3 \cdot \frac{100{,}1\ g\ CaCO_3}{1\ mol\ CaCO_3} \cdot \frac{1\ kg\ CaCO_3}{10^3\ g\ CaCO_3} = 2{,}61\ kg\ CaCO_3$$

c) Relacionando CaO con CO_2:

$$26{,}1\ mol\ CaO \cdot \frac{1\ mol\ CO_2}{1\ mol\ CaO} = 26{,}1\ mol\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(26{,}1\ \text{mol}\ CO_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 585\ \text{L}\ CO_2$$

1.36. En las formulaciones químicas de fuegos artificiales, una de las sustancias químicas que intervienen usualmente es el clorato de potasio, que se descompone por calentamiento produciendo oxígeno molecular que reacciona con otras sustancias químicas combustibles y reductoras para obtener efectos de luz y sonido. En el proceso de generación de oxígeno se forma cloruro de potasio.
Este mismo proceso de producción de oxígeno se puede realizar utilizando perclorato de potasio y también con clorato de sodio, teniendo lugar reacciones similares.
Se pide:
a) Escriba y ajuste las reacciones de descomposición, y calcule los litros de oxígeno molecular, O_2, en condiciones normales de presión y temperatura, que se producen al descomponerse 500 g de cada una de las siguientes sustancias:
a1) clorato de potasio
a2) perclorato de potasio
a3) clorato de sodio
b) En los tres casos, suponiendo que la descomposición y producción de oxígeno se produce en el interior de una carcasa pirotécnica de 1 L de volumen útil, estime la presión de oxígeno que se produce dentro de la carcasa, tras el calentamiento y descomposición de cada una de dichas sustancias químicas, si se alcanza una temperatura de 1.200 °C.
Considere despreciable el volumen ocupado por los cloruros alcalinos en el interior de la carcasa.

(País Vasco 2012)

a) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a los procesos de descomposición de las tres sustancias propuestas son, respectivamente:

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

$$KClO_4(s) \rightarrow KCl(s) + 2\ O_2(g)$$

$$2\ NaClO_3(s) \rightarrow 2\ NaCl(s) + 3\ O_2(g)$$

a-b) La cantidad de O_2 que se obtiene a partir de cada sustancia, el volumen que ocupa y la presión que ejerce considerando comportamiento ideal es:

1) Descomposición de $KClO_3$:

$$500\ \text{g}\ KClO_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ KClO_3}{122{,}6\ \text{g}\ KClO_3} \cdot \frac{3\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol}\ KClO_3} = 6{,}12\ \text{mol}\ O_2$$

$$V = \frac{(6{,}12\ \text{mol}\ O_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 137\ \text{L}\ O_2$$

$$p_{O_2} = \frac{(6{,}12\ \text{mol}\ O_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (1.200 + 273{,}15)\ \text{K}}{1{,}00\ \text{L}} = 739\ \text{atm}$$

2) Descomposición de $KClO_4$:

$$500\ \text{g}\ KClO_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ KClO_4}{138{,}6\ \text{g}\ KClO_4} \cdot \frac{2\ \text{mol}\ O_2}{1\ \text{mol}\ KClO_4} = 7{,}22\ \text{mol}\ O_2$$

$$V = \frac{(7{,}22\ \text{mol}\ O_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 62\ \text{L}\ O_2$$

$$p_{O_2} = \frac{(7{,}22\ \text{mol}\ O_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (1.200 + 273{,}15)\ \text{K}}{1{,}00\ \text{L}} = 872\ \text{atm}$$

3) Descomposición de $NaClO_3$:

$$500\ \text{g}\ NaClO_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ NaClO_3}{106{,}5\ \text{g}\ NaClO_3} \cdot \frac{3\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol}\ NaClO_3} = 7{,}04\ \text{mol}\ O_2$$

$$V = \frac{(7{,}04\ \text{mol}\ O_2)\cdot(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 158\ \text{L}\ O_2$$

$$p_{O_2} = \frac{(7{,}04\ \text{mol}\ O_2)\cdot(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(1.200 + 273{,}15)\ \text{K}}{1{,}00\ \text{L}} = 851\ \text{atm}$$

1.37. Casi un 90 % de la producción mundial de cobre se realiza a partir de procesos pirometalúrgicos sobre metales que contienen sulfuros de cobre. Estos procesos pirometalúrgicos consisten en la obtención de cobre, al tratar los sulfuros con una corriente de aire, rica en oxígeno a altas temperaturas.
El cobre está presente en la corteza terrestre principalmente en forma de minerales sulfurados como la calcopirita ($CuFeS_2$), bornita (Cu_5FeS_4) y calcosina (Cu_2S). Una multinacional minera está estudiando la posibilidad de explotar un yacimiento a cielo abierto de calcopirita en Australia, o un yacimiento a cielo abierto de calcosina en Canadá.
Al laboratorio central de la compañía minera han sido enviadas muestras de ambas localizaciones, por un lado, se han recibido 190 kg de roca que contiene mineral de calcopirita y por el otro se han recibido 180 kg de roca que contiene mineral de calcosina.
Tras el proceso de tostación realizado en el horno piloto del laboratorio se ha obtenido que la calcopirita posee una pureza en cobre del 0,050 %, sin embargo, se han perdido los resultados de la calcosina. Teniendo en cuenta que del horno se recuperaron 36 g de cobre puro a partir de los 100 kg de calcosina, conteste a las siguientes cuestiones:
a) Escriba la ecuación química del proceso de tostación de la calcosina.
b) Ajuste la ecuación química del proceso de tostación de la calcosina.
c) Calcule la pureza expresada en porcentaje en peso de cobre de la muestra de calcosina, introducida en el horno.
d) ¿Qué cantidad de aire, enriquecido en oxígeno, en c.n. y composición (25 % O_2 y 75 % N_2) es necesario para llevar a cabo la tostación de 100 kg de calcosina?
e) ¿Qué cantidad de ácido sulfúrico 3,0 M se puede producir a partir del proceso de tostación de 100 kg de calcosina?
f) ¿Cuál de las dos muestras de roca contiene mayor porcentaje en masa de mineral?
g) ¿Qué yacimiento interesa explotar a la compañía desde el punto de vista de la cantidad de cobre por tonelada de material?

(Galicia 2013)

a-b) La ecuación química ajustada correspondiente a la tostación de la calcosina es:

$$Cu_2S(g) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g) + 2\ Cu(s)$$

c) Relacionando la cantidad de calcosina con la de cobre se obtiene la riqueza del mineral:

$$100\ \text{kg mineral}\cdot\frac{10^3\ \text{g mineral}}{1\ \text{kg mineral}}\cdot\frac{x\ \text{g Cu}}{100\ \text{g mineral}} = 36\ \text{g Cu} \quad \rightarrow \quad x = 0{,}036\ \%\ \text{Cu}$$

d) Suponiendo que durante la tostación solo reacciona con O_2 el Cu_2S contenido en la calcosina, que según se ha calculado tiene una riqueza del 0,036 %:

$$100\ \text{kg mineral}\cdot\frac{10^3\ \text{g mineral}}{1\ \text{kg mineral}}\cdot\frac{0{,}036\ \text{g Cu}}{100\ \text{g mineral}}\cdot\frac{1\ \text{mol Cu}}{63{,}5\ \text{g Cu}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ Cu_2S}{2\ \text{mol Cu}} = 0{,}28\ \text{mol}\ Cu_2S$$

Relacionando Cu_2S con O_2 y, suponiendo que el contenido de este en el aire enriquecido está expresado como porcentaje en masa:

$$0{,}28\ \text{mol}\ Cu_2S\cdot\frac{1\ \text{mol}\ O_2}{1\ \text{mol}\ Cu_2S}\cdot\frac{32{,}0\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2}\cdot\frac{100\ \text{g aire}}{25\ \text{g}\ O_2} = 36\ \text{g aire}$$

e) Suponiendo que el azufre contenido en la calcosina se transforma en H_2SO_4 y este en disolución 3,0 M:

$$0{,}28\ \text{mol}\ Cu_2S\cdot\frac{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol S}}\cdot\frac{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ 3{,}0\ \text{M}}{3{,}0\ \text{mol}\ H_2SO_4} = 0{,}093\ \text{L}\ H_2SO_4\ 3\ \text{M}$$

f) A partir de la cantidad de cobre de cada mineral se puede calcular la riqueza de cada compuesto:

▪ Riqueza de la calcopirita ($CuFeS_2$)

$$\frac{0{,}050\ \text{g Cu}}{100\ \text{g mineral}} \cdot \frac{1\ \text{mol Cu}}{63{,}5\ \text{g Cu}} \cdot \frac{1\ \text{mol CuFeS}_2}{1\ \text{mol Cu}} \cdot \frac{183{,}5\ \text{g CuFeS}_2}{1\ \text{mol CuFeS}_2} \cdot 100 = 0{,}14\ \%\ \text{CuFeS}_2$$

▪ Riqueza de la calcosina (Cu_2S)

$$\frac{0{,}036\ \text{g Cu}}{100\ \text{g mineral}} \cdot \frac{1\ \text{mol Cu}}{63{,}5\ \text{g Cu}} \cdot \frac{1\ \text{mol Cu}_2\text{S}}{2\ \text{mol Cu}} \cdot \frac{159{,}1\ \text{g Cu}_2\text{S}}{1\ \text{mol Cu}_2\text{S}} \cdot 100 = 0{,}045\ \%\ \text{Cu}_2\text{S}$$

La muestra de roca que contiene calcopirita es la más rica en mineral.

g) El yacimiento de calcopirita de Australia es más rico en cobre (0,050 %) que el de calcosina de Canadá (0,036 %).

1.38. El cloro se prepara por electrólisis de una disolución acuosa de cloruro de sodio, obteniendo como productos, además del cloro, hidróxido de sodio e hidrógeno.
a) Escriba y ajuste la reacción que tiene lugar.
b) Si el hidrógeno y el cloro se recogen de forma separada a 8,0 atm y 20 °C, ¿qué volumen de cada uno de los gases se obtendrá a partir de 1,5 kg de cloruro de sodio de riqueza 90 %?
c) Si ambos gases (hidrógeno y cloro) se introducen dentro de un recipiente de 15 L a 25 °C, determine las presiones parciales de cada uno de los gases, así como la presión total dentro del recipiente.

(Baleares 2013)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la electrólisis del NaCl(aq) es:

$$2\ \text{NaCl(aq)} + 2\ \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow 2\ \text{NaOH(aq)} + \text{Cl}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)}$$

b-c) La cantidad de NaOH que se electroliza es:

$$1{,}5\ \text{kg NaOH 90 \%} \cdot \frac{90\ \text{kg NaOH}}{100\ \text{kg NaOH 90 \%}} \cdot \frac{10^3\ \text{g NaOH}}{1\ \text{kg NaOH}} \cdot \frac{1\ \text{mol NaOH}}{40{,}0\ \text{g NaOH}} = 34\ \text{mol NaOH}$$

Relacionando NaOH con ambos gases:

$$34\ \text{mol NaOH} \cdot \frac{1\ \text{mol Cl}_2}{2\ \text{mol NaOH}} = 17\ \text{mol Cl}_2$$

$$34\ \text{mol NaOH} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2}{2\ \text{mol NaOH}} = 17\ \text{mol H}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado y la presión parcial ejercida por cada uno de los gases son iguales, ya que existe idéntico número de moles de ambos:

$$V = \frac{(17\ \text{mol Cl}_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15)\ \text{K}}{8{,}0\ \text{atm}} = 51\ \text{L Cl}_2\ (\text{H}_2)$$

$$p = \frac{(17\ \text{mol}) \cdot (0{,}08296\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{15\ \text{L}} = 28\ \text{atm}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión total de la mezcla gaseosa será de 56 atm, exactamente el doble del valor obtenido anteriormente.

1.39. ¿Qué masa de agua se obtiene en la combustión de 100 m^3 de propano, medidos en condiciones estándar (1 atm y 25 °C)?
Si se alcanza la temperatura de 600 °C y se supone la presión de 1 atm, ¿qué volumen de dióxido de carbono se produce en la combustión?

(Cantabria 2013)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del propano, C_3H_8, es:

$$C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l)$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas que se queman es:

$$n = \frac{1\ \text{atm} \cdot 100\ \text{m}^3}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{10^3\ \text{L}}{1\ \text{m}^3} = 4{,}09{\cdot}10^3\ \text{mol}\ C_3H_8$$

Relacionando C_3H_8 con H_2O:

$$4{,}09{\cdot}10^3\ \text{mol}\ C_3H_8 \cdot \frac{4\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ C_3H_8} \cdot \frac{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ H_2O} \cdot \frac{1\ \text{kg}\ H_2O}{10^3\ \text{g}\ H_2O} = 294\ \text{kg}\ H_2O$$

Relacionando C_3H_8 con CO_2:

$$4{,}09{\cdot}10^3\ \text{mol}\ C_3H_8 \cdot \frac{3\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_3H_8} = 1{,}23{\cdot}10^4\ \text{mol}\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(1{,}23{\cdot}10^4\ \text{mol}\ CO_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (600 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 8{,}81{\cdot}10^5\ \text{L}\ CO_2$$

1.40. Una muestra de 1,000 g contiene KNO_3 y K_2SO_4. Para analizar el porcentaje de nitrato se trata la muestra con ácido sulfúrico concentrado en presencia de mercurio, midiendo el volumen de NO producido de acuerdo con la reacción que muestra la siguiente ecuación química:

$2\ KNO_3(s) + 4\ H_2SO_4(aq) + 3\ Hg(l) \rightarrow K_2SO_4(aq) + 4\ H_2O(l) + 2\ NO(g)$

y se obtienen 37,50 mL de NO a 23 °C y 732 mmHg. ¿Cuál es el porcentaje de nitrato de potasio en la muestra?
b) ¿Cuántos gramos de mezcla que contiene KNO_3 y K_2SO_4 hay que tomar para preparar 1.000 L de una disolución que contenga 10 mg L^{-1} de potasio.

(Córdoba 2013)

a) Considerando comportamiento ideal, la cantidad de NO es:

$$n = \frac{732\ \text{mmHg} \cdot 37{,}50\ \text{mL}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (23 + 273{,}15)\ \text{K}} = 1{,}49{\cdot}10^{-3}\ \text{mol NO}$$

Relacionando NO con KNO_3:

$$1{,}49{\cdot}10^{-3}\ \text{mol NO} \cdot \frac{2\ \text{mol}\ KNO_3}{2\ \text{mol NO}} \cdot \frac{101{,}1\ \text{g}\ KNO_3}{1\ \text{mol}\ KNO_3} = 0{,}151\ \text{g}\ KNO_3$$

El porcentaje de KNO_3 en la mezcla es:

$$\frac{0{,}151\ \text{g}\ KNO_3}{1{,}000\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 15{,}1\ \%\ KNO_3 \quad \rightarrow \quad \text{resto: } 84{,}9\ \%\ K_2SO_4$$

b) La cantidad de potasio contenido en 100 g de muestra es:

$$\left.\begin{aligned} &\frac{15{,}1\ \text{g}\ KNO_3}{100\ \text{g mezcla}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ KNO_3}{101{,}1\ \text{g}\ KNO_3} \cdot \frac{1\ \text{mol K}}{1\ \text{mol}\ KNO_3} \cdot \frac{39{,}1\ \text{g K}}{1\ \text{mol K}} = 0{,}0584\ \frac{\text{g K}}{\text{g mezcla}} \\ &\frac{84{,}9\ \text{g}\ K_2SO_4}{100\ \text{g mezcla}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ K_2SO_4}{101{,}1\ \text{g}\ K_2SO_4} \cdot \frac{2\ \text{mol K}}{1\ \text{mol}\ K_2SO_4} \cdot \frac{39{,}1\ \text{g K}}{1\ \text{mol K}} = 0{,}381\ \frac{\text{g K}}{\text{g mezcla}} \end{aligned}\right\} \rightarrow \quad 0{,}439\ \frac{\text{g K}}{\text{g mezcla}}$$

Relacionando el volumen de disolución con la muestra:

$$1.000\ \text{L disolución} \cdot \frac{10{,}0\ \text{mg K}}{1\ \text{L disolución}} \cdot \frac{1\ \text{g K}}{10^3\ \text{mg K}} \cdot \frac{1\ \text{g mezcla}}{0{,}439\ \text{g K}} = 22{,}8\ \text{g mezcla}$$

1.41. Las máscaras de oxígeno para producir este gas en una emergencia contienen superóxido de potasio, KO_2. Este compuesto reacciona con el CO_2 y el agua del aire exhalado para dar oxígeno según la reacción:

$$4\ KO_2(s) + 2\ H_2O(g) + 4\ CO_2(g) \rightarrow 4\ KHCO_3(s) + 3\ O_2(g)$$

Una persona con una de estas máscaras exhala 12 L de aire por minuto; el porcentaje en CO_2 del aire exhalado es del 2,78 %. ¿Cuántos gramos de KO_2 se consumen en 5,0 minutos, si la temperatura y la presión del ambiente son 20 °C y 750 mmHg?
Suponga que hay agua suficiente para que todo el CO_2 se consuma.

(Preselección Valencia 2014)

El volumen de CO_2 contenido en el aire exhalado durante los 5,0 minutos es:

$$5{,}0\ \text{min} \cdot \frac{12\ \text{L aire}}{\text{min}} \cdot \frac{2{,}78\ \text{L } CO_2}{100\ \text{L aire}} = 1{,}7\ \text{L } CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas es:

$$n = \frac{750\ \text{mmHg} \cdot (1{,}7\ \text{L } CO_2)}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 7{,}0{\cdot}10^{-2}\ \text{mol } CO_2$$

Relacionando CO_2 con KO_2 se obtiene la masa de este que se consume en el proceso:

$$7{,}0{\cdot}10^{-2}\ \text{mol } CO_2 \cdot \frac{4\ \text{mol } KO_2}{4\ \text{mol } CO_2} \cdot \frac{71{,}1\ \text{g } KO_2}{1\ \text{mol } KO_2} = 5{,}0\ \text{g } KO_2$$

1.42. Los automóviles que funcionan con motor de gasolina tienen que operar en condiciones estequiométricas de oxígeno, de modo que el catalizador situado en la corriente de salida de los gases del motor pueda operar adecuadamente. La gasolina ($\rho = 680\ \text{g L}^{-1}$) se mezcla con aire y se inyecta al motor, donde tiene lugar la reacción de combustión. Aunque la gasolina es una mezcla de componentes, se puede suponer, para los cálculos, que se trata de isooctano, $(CH_3)_2CHC(CH_3)_2CH_2CH_3$.
a) Escriba y ajuste la reacción de combustión ideal descrita.
b) Determine el volumen de oxígeno, en condiciones normales, necesario para quemar 1,00 L de gasolina.
c) Dado que el automóvil no lleva un depósito de oxígeno, sino que lo toma del aire, determine el volumen de aire, medido en condiciones normales, que sería necesario alimentar al motor para quemar 1,00 L de gasolina (el aire contiene 21,0 % en volumen de O_2).
d) En las revistas del motor, es habitual hablar de la relación aire/combustible. Se refiere al cociente, en masa, entre el aire y el combustible alimentado al motor. ¿Cuánto valdría este parámetro para el motor de gasolina operando en condiciones estequiométricas?
e) Si el manual de un coche de gasolina dice que consume 8,7 L a los 100 km, circulando a 90 km/h, ¿cuántos gramos de CO_2 emitirá por km recorrido?
(Dato. Densidad del aire en condiciones normales = 1,29 g L^{-1}).

(País Vasco 2014)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del isooctano es:

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

b) Relacionando gasolina (C_8H_{18}) con O_2:

$$1{,}00\ \text{L } C_8H_{18} \cdot \frac{680\ \text{g } C_8H_{18}}{1\ \text{L } C_8H_{18}} \cdot \frac{1\ \text{mol } C_8H_{18}}{114{,}0\ \text{g } C_8H_{18}} \cdot \frac{25\ \text{mol } O_2}{2\ \text{mol } C_8H_{18}} = 74{,}6\ \text{mol } O_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el gas es:

$$V = \frac{(74{,}6\ \text{mol}\ O_2)\cdot(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(273{,}15\ \text{K})}{1\ \text{atm}} = 1{,}67{\cdot}10^3\ \text{L}\ O_2$$

c) Relacionando O_2 con aire:

$$1{,}67{\cdot}10^3\ \text{L}\ O_2 \cdot \frac{100\ \text{L aire}}{21{,}0\ \text{L}\ O_2} = 7{,}96{\cdot}10^3\ \text{L aire}$$

d) Relacionando aire con gasolina (C_8H_{18}):

$$\frac{7{,}96{\cdot}10^3\ \text{L aire}}{680\ \text{g gasolina}} \cdot \frac{1{,}29\ \text{g aire}}{1\ \text{L aire}} = 15{,}1\ \frac{\text{g aire}}{\text{g gasolina}}$$

e) Relacionando C_8H_{18} con CO_2:

$$\frac{8{,}7\ \text{L}\ C_8H_{18}}{100\ \text{km}} \cdot \frac{680\ \text{g}\ C_8H_{18}}{1\ \text{L}\ C_8H_{18}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_8H_{18}}{114{,}0\ \text{g}\ C_8H_{18}} \cdot \frac{16\ \text{mol}\ CO_2}{2\ \text{mol}\ C_8H_{18}} \cdot \frac{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 182\ \frac{\text{g}\ CO_2}{\text{km}}$$

1.43. Al calentar una mezcla de un carbonato metálico, MCO_3, y un óxido, MO, se produce CO_2(g) y la conversión completa al óxido metálico, MO.
a) Una muestra de 0,6500 g de MCO_3 y MO da lugar a la formación de 0,1575 L de CO_2, medidos a 25 °C y 700 mmHg. Calcule el número de moles de CO_2 formados.
b) Los 0,3891 g de MO formados en el tratamiento anterior reaccionan completamente con 38,60 mL de una disolución acuosa de HCl 0,500 M. Determine el número de moles de MO presentes en la muestra.
c) Identifique de qué metal, M, se trata.
d) Determine los porcentajes molares de MCO_3 y MO en la muestra original.

(Valencia 2015) (Castilla y León 2022)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de descomposición del MCO_3 es:

$$MCO_3(s) \rightarrow MO(s) + CO_2(g)$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas es:

$$n = \frac{700\ \text{mmHg}\cdot(0{,}1575\ \text{L}\ CO_2)}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(25+273{,}15\ \text{K})} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 5{,}93{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ CO_2$$

b) La reacción entre HCl y MO hace suponer que se trata de unóxido alcalinotérreo, y la ecuación química ajustada correspondiente es:

$$MO(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + H_2O(g)$$

Relacionando HCl con MO:

$$38{,}6\ \text{mL HCl 0,500 M} \cdot \frac{1\ \text{L HCl 0,500 M}}{10^3\ \text{mL HCl 0,500 M}} \cdot \frac{0{,}500\ \text{mol HCl}}{1\ \text{L HCl 0,500 M}} \cdot \frac{1\ \text{mol MO}}{2\ \text{mol HCl}} = 9{,}65{\cdot}10^{-3}\ \text{mol MO}$$

c) Relacionando masa y moles de MO se obtiene la masa molar del elemento M:

$$9{,}65{\cdot}10^{-3}\ \text{mol MO} \cdot \frac{(x+16{,}0)\ \text{g MO}}{1\ \text{mol MO}} = 0{,}3891\ \text{g MO} \quad \rightarrow \quad x = 24{,}3\ \text{g}$$

Consultando la tabla periódica se observa que esa masa molar corresponde al magnesio, Mg.

d) Todo el CO_2 desprendido procede del MCO_3 que contiene la muestra:

$$5{,}93{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ MCO_3}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 5{,}93{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ MCO_3$$

La composición de muestra expresada como porcentaje en moles es:

$$\frac{5{,}93{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ MCO_3}{5{,}93{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ MCO_3 + 9{,}65{\cdot}10^{-3}\ \text{mol MO}} \cdot 100 = 38{,}1\ \%\ MCO_3$$

$$\frac{9{,}65\cdot10^{-3}\ \text{mol MO}}{5{,}93\cdot10^{-3}\ \text{mol MCO}_3 + 9{,}65\cdot10^{-3}\ \text{mol MO}}\cdot 100 = 61{,}9\ \%\ \text{MO}$$

(En Castilla y León 2022 solo se pregunta el apartado d) como cuestión multirrespuesta).

1.44. Se prepara una disolución disolviendo 2,50 g de NaCl en 550,0 g de H_2O. La densidad de la disolución resultante es 0,997 g cm^{-3}.
a) ¿Cuáles son la molalidad, molaridad, tanto por ciento en masa y fracción molar de cloruro de sodio en ella?
b) ¿Cuántos cm^3 de la disolución anterior hay que tomar para tener 0,0100 mol de ion cloruro?
c) Se mezclan 50,0 mL de disolución de NaCl anterior con 50,0 mL de disolución de $AgNO_3$ 0,100 M, ¿cuál será la concentración de Ag^+ en la disolución si todo el cloruro se precipita como cloruro de plata? Suponga volúmenes aditivos.

(Castilla y León 2016)

a) La masa y el volumen de la disolución resultante son, respectivamente:

$$2{,}50\ \text{g NaCl} + 550{,}0\ \text{g H}_2\text{O} = 552{,}5\ \text{g disolución}$$

$$552{,}5\ \text{g disolución}\cdot\frac{1\ \text{cm}^3\ \text{disolución}}{0{,}997\ \text{g disolución}} = 554\ \text{cm}^3\ \text{disolución}$$

▪ Molalidad

$$m = \frac{2{,}50\ \text{g NaCl}}{550{,}0\ \text{g H}_2\text{O}}\cdot\frac{1\ \text{mol NaCl}}{58{,}5\ \text{g NaCl}}\cdot\frac{10^3\ \text{g H}_2\text{O}}{1\ \text{kg H}_2\text{O}} = 0{,}0777\ \text{mol kg}^{-1}$$

▪ Molaridad

$$M = \frac{2{,}50\ \text{g NaCl}}{554\ \text{cm}^3\ \text{disolución}}\cdot\frac{1\ \text{mol NaCl}}{58{,}5\ \text{g NaCl}}\cdot\frac{10^3\ \text{cm}^3\ \text{disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 0{,}0771\ \text{mol L}^{-1}$$

▪ Porcentaje en masa

$$\%\ \text{NaCl} = \frac{2{,}50\ \text{g NaCl}}{552{,}5\ \text{g disolución}}\cdot 100 = 0{,}452$$

▪ Fracción Molar

$$x = \frac{2{,}50\ \text{g NaCl}\cdot\frac{1\ \text{mol NaCl}}{58{,}5\ \text{g NaCl}}}{2{,}50\ \text{g NaCl}\cdot\frac{1\ \text{mol NaCl}}{58{,}5\ \text{g NaCl}} + 550{,}0\ \text{g H}_2\text{O}\cdot\frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}}} = 1{,}40\cdot10^{-3}$$

b) Relacionando Cl^- con disolución de NaCl:

$$0{,}0100\ \text{mol Cl}^-\cdot\frac{1\ \text{mol NaCl}}{1\ \text{mol Cl}^-}\cdot\frac{1\ \text{L disolución}}{0{,}0771\ \text{mol NaCl}}\cdot\frac{10^3\ \text{cm}^3\ \text{disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 130\ \text{cm}^3\ \text{disolución}$$

c) La ecuación química correspondiente a la reacción entre $AgNO_3$ y NaCl es:

$$\text{AgNO}_3(\text{aq}) + \text{NaCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s}) + \text{NaNO}_3(\text{aq})$$

Para determinar la concentración de Ag^+ en disolución es preciso saber antes la cantidad de $AgNO_3$ consumido. Como dice que todo el cloruro precipita como cloruro de plata quiere decir que el NaCl es el reactivo limitante.

▪ Relacionando NaCl con $AgNO_3$ se obtiene la cantidad de este que se consume:

$$50{,}0\ \text{mL NaCl 0,0771 M}\cdot\frac{0{,}0771\ \text{mmol AgCl}}{1\ \text{mL NaCl 0,0771 M}}\cdot\frac{1\ \text{mmol AgNO}_3}{1\ \text{mmol NaCl}} = 3{,}86\ \text{mmol AgNO}_3\ \text{(consumido)}$$

▪ La cantidad inicial $AgNO_3$ es:

$$50{,}0\ \text{mL}\ AgNO_3\ 0{,}100\ \text{M} \cdot \frac{0{,}100\ \text{mmol}\ AgNO_3}{1\ \text{mL}\ AgNO_3\ 0{,}100\ \text{M}} = 5{,}00\ \text{mmol}\ AgNO_3\ \text{(inicial)}$$

▪ Realizando un balance de materia se obtiene la cantidad sobrante $AgNO_3$ al final de la reacción:

$$5{,}00\ \text{mmol}\ AgNO_3\ \text{(inicial)} - 3{,}86\ \text{mmol}\ AgNO_3\ \text{(consumido)} = 1{,}14\ \text{mmol}\ AgNO_3\ \text{(sobrante)}$$

Considerando despreciable la cantidad de Ag^+ en disolución procedente de la disolución del AgCl(s) y tomando volúmenes aditivos, el valor $[Ag^+]$ en la disolución resultante es:

$$[Ag^+] = \frac{1{,}14\ \text{mmol}\ AgNO_3 \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ Ag^+}{1\ \text{mmol}\ AgNO_3}}{(50{,}0 + 50{,}0)\ \text{mL disolución}} = 1{,}14{\cdot}10^{-2}\ \text{M}$$

1.45. Uno de los métodos de tratamiento de aguas residuales es el de digestión bacteriana. En una primera fase del mismo actúan las bacterias nitrosomonas que metabolizan la conversión del amoniaco a nitritos produciéndose al mismo tiempo biomasa ($C_5H_7NO_2$) en reacción global (no ajustada) que se puede representar como:

$$5\ CO_2(g) + 55\ NH_4^+(aq) + 76\ O_2(g) \rightarrow C_5H_7NO_2 + 54\ NO_2^-(aq) + 109\ H^+(aq)$$

Si en un tanque de residuos inoculados con bacterias hay 100.000 kg de aguas residuales que contienen un 4,50 % en masa de iones amonio, y se consume el 90,0 % del amonio, ¿qué cantidad de biomasa se producirá?

El dióxido de carbono necesario para completar la reacción se almacena a 10 atm de presión y una temperatura de 25 °C, ¿qué volumen ocupará?

(Extremadura 2016)

La cantidad de amonio que contiene el agua residual es:

$$100.000\ \text{kg agua residual} \cdot \frac{10^3\ \text{g agua residual}}{1\ \text{kg agua residual}} \cdot \frac{4{,}50\ \text{g}\ NH_4^+}{100\ \text{g agua residual}} = 4{,}50{\cdot}10^6\ \text{g}\ NH_4^+$$

La cantidad de amonio que reacciona es:

$$4{,}50{\cdot}10^6\ \text{g}\ NH_4^+ \cdot \frac{90{,}0\ \text{g}\ NH_4^+\ \text{(reaccionado)}}{100\ \text{g}\ NH_4^+\ \text{(total)}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ NH_4^+}{18{,}0\ \text{g}\ NH_4^+} = 2{,}25{\cdot}10^5\ \text{mol}\ NH_4^+$$

Relacionando NH_4^+ con la biomasa ($C_5H_7NO_2$) que se ha formado:

$$2{,}25{\cdot}10^5\ \text{mol}\ NH_4^+ \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_5H_7NO_2}{55\ \text{mol}\ NH_4^+} \cdot \frac{113{,}0\ \text{g}\ C_5H_7NO_2}{1\ \text{mol}\ C_5H_7NO_2} \cdot \frac{1\ \text{kg}\ C_5H_7NO_2}{10^3\ \text{g}\ C_5H_7NO_2} = 462\ \text{kg}\ C_5H_7NO_2$$

Relacionando NH_4^+ con CO_2 que se consume:

$$2{,}25{\cdot}10^5\ \text{mol}\ NH_4^+ \cdot \frac{5\ \text{mol}\ CO_2}{55\ \text{mol}\ NH_4^+} = 2{,}05{\cdot}10^4\ \text{mol}\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el CO_2 es:

$$V = \frac{(2{,}05{\cdot}10^4\ \text{mol}) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{10\ \text{atm}} \cdot \frac{1\ \text{m}^3\ CO_2}{10^3\ \text{L}\ CO_2} = 50{,}1\ \text{m}^3\ CO_2$$

1.46. Se dispone de una disolución de HCl concentrado del 36,0 % en masa y densidad 1,18 g mL^{-1}. Determine el volumen necesario de esta disolución para:
a) Disolver 200 g de carbonato de calcio.
b) Preparar 5,00 L de disolución de HCl 4,00 M.
c) La reacción completa con 173,8 g de dióxido de manganeso. ¿Qué volumen, medido en condiciones normales, ocupará el gas que se desprende en esta reacción?
d) Neutralizar 8,00 kg de hidróxido de sodio.

(Murcia 2017)

a) La ecuación química correspondiente a la reacción entre $CaCO_3$ y HCl es:

$$CaCO_3(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow CaCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

Relacionando $CaCO_3$ con HCl:

$$200\ g\ CaCO_3 \cdot \frac{1\ mol\ CaCO_3}{100{,}1\ g\ CaCO_3} \cdot \frac{2\ mol\ HCl}{1\ mol\ CaCO_3} \cdot \frac{36{,}5\ g\ HCl}{1\ mol\ HCl} = 146\ g\ HCl$$

El volumen correspondiente de disolución de riqueza 36,0 % y densidad 1,18 g mL^{-1} es:

$$146\ g\ HCl \cdot \frac{100\ g\ HCl\ 36{,}0\ \%}{36{,}0\ g\ HCl} \cdot \frac{1\ mL\ HCl\ 36{,}0\ \%}{1{,}18\ g\ HCl\ 36{,}0\ \%} = 343\ mL\ HCl\ 36{,}0\ \%$$

b) Para preparar 5,00 L de HCl 4,00 M se necesitan:

$$5{,}00\ L\ HCl\ 4{,}00\ M \cdot \frac{4{,}00\ mol\ HCl}{1\ L\ HCl\ 4{,}00\ M} \cdot \frac{36{,}5\ g\ HCl}{1\ mol\ HCl} = 730\ g\ HCl$$

El volumen correspondiente de disolución de riqueza 36,0 % y densidad 1,18 g mL^{-1} es:

$$730\ g\ HCl \cdot \frac{100\ g\ HCl\ 36{,}0\ \%}{36{,}0\ g\ HCl} \cdot \frac{1\ mL\ HCl\ 36{,}0\ \%}{1{,}18\ g\ HCl\ 36{,}0\ \%} = 1{,}72 \cdot 10^3\ mL\ HCl\ 36{,}0\ \%$$

c) La ecuación química correspondiente a la reacción entre $CaCO_3$ y HCl es:

$$MnO_2(s) + 4\ HCl(aq) \rightarrow Cl_2(g) + 2\ H_2O(l) + MnCl_2(aq)$$

Relacionando MnO_2 con HCl:

$$173{,}8\ g\ MnO_2 \cdot \frac{1\ mol\ MnO_2}{86{,}9\ g\ MnO_2} \cdot \frac{4\ mol\ HCl}{1\ mol\ MnO_2} = 8{,}00\ mol\ HCl$$

El volumen correspondiente de disolución de riqueza 36,0 % y densidad 1,18 g mL^{-1} es:

$$8{,}00\ mol\ HCl \cdot \frac{36{,}5\ g\ HCl}{1\ mol\ HCl} \cdot \frac{100\ g\ HCl\ 36{,}0\ \%}{36{,}0\ g\ HCl} \cdot \frac{1\ mL\ HCl\ 36{,}0\ \%}{1{,}18\ g\ HCl\ 36{,}0\ \%} = 687\ mL\ HCl\ 36{,}0\ \%$$

Relacionando HCl con el gas desprendido:

$$8{,}00\ mol\ HCl \cdot \frac{1\ mol\ Cl_2}{4\ mol\ HCl} = 2{,}00\ mol\ Cl_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas que se desprende es:

$$V = \frac{(2{,}00\ mol\ Cl_2) \cdot (0{,}08206\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot 273{,}15\ K}{1\ atm} = 44{,}8\ L\ Cl_2$$

d) La ecuación química correspondiente a la reacción entre NaOH y HCl es:

$$NaOH(s) + HCl(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

Relacionando NaOH con HCl:

$$8{,}00\ kg\ NaOH \cdot \frac{10^3\ g\ NaOH}{1\ kg\ NaOH} \cdot \frac{1\ mol\ NaOH}{40{,}0\ g\ NaOH} \cdot \frac{1\ mol\ HCl}{1\ mol\ NaOH} \cdot \frac{36{,}5\ g\ HCl}{1\ mol\ HCl} = 7{,}30 \cdot 10^3\ g\ HCl$$

El volumen correspondiente de disolución de riqueza 36,0 % y densidad 1,18 g mL^{-1} es:

$$7{,}30 \cdot 10^3\ g\ HCl \cdot \frac{100\ g\ HCl\ 36{,}0\ \%}{36{,}0\ g\ HCl} \cdot \frac{1\ mL\ HCl\ 36{,}0\ \%}{1{,}18\ g\ HCl\ 36{,}0\ \%} = 1{,}72 \cdot 10^4\ mL\ HCl\ 36{,}0\ \%$$

1.47. Los microorganismos emplean reacciones redox para obtener energía y para poder crecer. Para crecer, estos generan ácidos nucleicos, enzimas, proteínas, carbohidratos y grasas, y con ellos nuevas células, por lo que el propio crecimiento del organismo ha de considerarse como parte de la reacción química.

Para generar energía y todos los compuestos relacionados con el crecimiento, los microorganismos necesitan nutrientes (materias primas), lo que incluye ciertos minerales (fosfatos, nitratos, etc.). Los microorganismos son relativamente específicos al tipo de nutrientes disponible, y muchas veces actúan en simbiosis con otras cepas.

Ciertos microorganismos, tales como la bacteria anaeróbica Syntrophus aciditrophicus son capaces de alimentarse de benzoatos (materia orgánica), que transforman en nuevos componentes celulares (crecimiento celular) a través de la reducción de sales inorgánicas (nitratos, por ejemplo) según la siguiente reacción ajustada:

$$17\ C_6H_5COO^- + 56\ NO_3^- + 56\ H^+ \rightarrow 10\ C_5H_7NO_2 + 23\ N_2 + 17\ HCO_3^- + 52\ CO_2 + 27\ H_2O$$

donde $C_5H_7NO_2$ representa la fórmula empírica de una célula que muestra, por ejemplo, que su contenido de nitrógeno representa alrededor de un 12 % de su peso total.

Se quiere utilizar una colonia de Syntrophus aciditrophicus para estudios de biorremediación de suelos en un sistema aislado con un volumen de 5 L a 30 °C. Para ello, se prepara un suelo ácido artificial que contiene un 2,0 % en masa de benzoato de sodio, un 5,0 % en masa de nitrato de sodio y un 5,0 % en masa de nitrato de potasio, observándose la desaparición total del benzoato en el medio tras un periodo de incubación de una semana.

a) Indique la masa de suelo artificial que se ha preparado al observarse un aumento de la presión del sistema de 0,10 atm (considere que los gases se comportan idealmente).

b) Describa el aumento de población observado en dicha colonia, si se ha estimado que el peso de una célula es de aproximadamente 27 pg ($27{\cdot}10^{-12}$ g).

c) Indique la cantidad de agua necesaria para disolver el benzoato de sodio inicial si la concentración de una disolución saturada de benzoato de sodio es de 0,5 g mL^{-1}. ¿Cuál será la molalidad de dicha disolución? (La densidad de una disolución saturada de benzoato de sodio es de 1,17 g mL^{-1}).

d) Justifique las aproximaciones realizadas para la resolución del problema.

(País Vasco 2017)

a) Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas responsables del aumento de presión registrado es:

$$n = \frac{0{,}10\ \text{atm} \cdot 5{,}0\ \text{L}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (30 + 273{,}15)\ \text{K}} = 0{,}020\ \text{mol gas}$$

Relacionando la cantidad de gas producido con el benzoato de sodio que contiene el suelo:

$$0{,}020\ \text{mol gas} \cdot \frac{17\ \text{mol}\ C_6H_5COONa}{(23 + 52)\ \text{mol gas}} \cdot \frac{144{,}0\ \text{g}\ C_6H_5COONa}{1\ \text{mol}\ C_6H_5COONa} = 0{,}65\ \text{g}\ C_6H_5COONa$$

$$0{,}65\ \text{g}\ C_6H_5COONa \cdot \frac{100\ \text{g suelo}}{2{,}0\ \text{g}\ C_6H_5COONa} = 33\ \text{g suelo}$$

b) Relacionando la cantidad de gas producido con $C_5H_7NO_2$ (células):

$$0{,}020\ \text{mol gas} \cdot \frac{10\ \text{mol}\ C_5H_7NO_2}{(23 + 52)\ \text{mol gas}} \cdot \frac{113{,}0\ \text{g}\ C_5H_7NO_2}{1\ \text{mol}\ C_5H_7NO_2} = 0{,}30\ \text{g}\ C_5H_7NO_2\ \text{(células)}$$

Relacionando esta masa con la de cada célula se obtiene el número de estas que se ha formado:

$$0{,}30\ \text{g} \cdot \frac{1\ \text{célula}}{27{\cdot}10^{-12}\ \text{g}} = 1{,}1{\cdot}10^{10}\ \text{células}$$

c) Relacionando la cantidad de C_6H_5COONa del suelo con concentración de la disolución:

$$0{,}65\ \text{g}\ C_6H_5COONa \cdot \frac{1\ \text{mL disolución}}{0{,}50\ \text{g}\ C_6H_5COONa} \cdot \frac{1{,}17\ \text{g disolución}}{1\ \text{mL disolución}} = 1{,}5\ \text{g disolución}$$

La masa de agua que necesita para disolver el soluto es:

$$1{,}5\text{ g disolución} - 0{,}65\text{ g } C_6H_5COONa = 0{,}85\text{ g } H_2O$$

La concentración molal de esta disolución es:

$$\frac{0{,}65\text{ g } C_6H_5COONa}{0{,}85\text{ g } H_2O}\cdot\frac{1\text{ mol } C_6H_5COONa}{144{,}0\text{ mol } C_6H_5COONa}\cdot\frac{10^3\text{ g } H_2O}{1\text{ kg } H_2O} = 5{,}3\text{ mol kg}^{-1}$$

d) En el apartado a) se ha considerado que el volumen ocupado por el suelo es despreciable frente al volumen del recipiente.

En el apartado b) se ha considerado que la masa molecular del $C_5H_7NO_2$ (113 u) coincide con la masa de una célula (27 pg).

1.48. En la reacción de ácido clorhídrico con zinc se produce hidrógeno. Se trata una muestra de 109 g de zinc del 90,0 % de pureza con una disolución de ácido clorhídrico del 40,0 % de riqueza en peso y de densidad 1,198 g mL^{-1}.
a) Ajuste la reacción química.
Calcule:
b) El volumen de disolución de ácido clorhídrico necesario para la reacción completa.
c) El volumen de hidrógeno que se desprende medido en condiciones normales.
d) La masa de líquido que se obtendrá al hacer reaccionar el hidrógeno desprendido con un exceso de oxígeno.
e) El volumen de hidrógeno desprendido en la reacción química, medido a 1,50 atm y 30,0 °C, si se emplea la misma cantidad de zinc y se sustituye el ácido clorhídrico por ácido sulfúrico en exceso.

(Murcia 2018)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y Zn es:

$$2\,HCl(aq) + Zn(s) \rightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$$

b) La cantidad de zinc contenida en la muestra es:

$$109\text{ g Zn } 90{,}0\ \% \cdot \frac{90{,}0\text{ g Zn}}{109\text{ g Zn } 90{,}0\ \%}\cdot\frac{1\text{ mol Zn}}{65{,}4\text{ g Zn}} = 1{,}50\text{ mol Zn}$$

Relacionando Zn con disolución de HCl:

$$1{,}50\text{ mol Zn}\cdot\frac{2\text{ mol HCl}}{1\text{ mol Zn}}\cdot\frac{36{,}5\text{ g HCl}}{1\text{ mol HCl}}\cdot\frac{100\text{ g HCl } 40{,}0\ \%}{40{,}0\text{ g HCl}}\cdot\frac{1\text{ mL HCl } 40{,}0\ \%}{1{,}198\text{ g HCl } 40{,}0\ \%} = 229\text{ mL HCl } 40{,}0\ \%$$

c) Relacionando Zn con H_2:

$$1{,}50\text{ mol Zn}\cdot\frac{1\text{ mol } H_2}{1\text{ mol Zn}} = 1{,}50\text{ mol } H_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el H_2 es:

$$V = \frac{(1{,}50\text{ mol } H_2)\cdot(0{,}08206\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1})\cdot 273{,}15\text{ K}}{1\text{ atm}} = 33{,}4\text{ L } H_2$$

d) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2 y O_2 es:

$$2\,H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\,H_2O(l)$$

Relacionando H_2 con H_2O:

$$1{,}50\text{ mol } H_2\cdot\frac{2\text{ mol } H_2O}{2\text{ mol } H_2}\cdot\frac{18{,}0\text{ g } H_2O}{1\text{ mol } H_2O} = 27{,}0\text{ g } H_2O$$

e) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y Zn es:

$$H_2SO_4(aq) + Zn(s) \rightarrow ZnSO_4(aq) + H_2(g)$$

Si se emplea la misma cantidad de zinc y se cambia el HCl por H_2SO_4, la cantidad de H_2 que se obtiene es la misma ya que estequiometría entre Zn y H_2 es idéntica en ambas reacciones, así que, considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el H_2 es:

$$V = \frac{(1{,}50\ \text{mol}\ H_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (30{,}0 + 273{,}15)\ \text{K}}{1{,}50\ \text{atm}} = 24{,}9\ \text{L}\ H_2$$

1.49. El carbonato de calcio sólido se descompone, por acción del calor, en óxido de calcio (s) y dióxido de carbono (g). En un recipiente cerrado de 250 mL a 17 °C, el aire ejerce una presión de 720 mmHg. Se introducen en el recipiente 0,800 g de un carbonato de calcio impuro: se eleva la temperatura hasta su descomposición total y cuando se enfría a 80 °C la presión en el recipiente es de 1.500 mmHg. Si se considera despreciable el volumen ocupado por los sólidos, calcule:
a) Riqueza del carbonato de calcio.
b) Fracción molar y porcentaje en volumen del dióxido de carbono en la mezcla gaseosa final.

(Cantabria 2018)

a) La ecuación química correspondiente a la obtención de CaO a partir de $CaCO_3$ es:

$$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

La presión ejercida por el aire permite calcular la cantidad de este que se encontraba inicialmente en el recipiente. Considerando comportamiento ideal:

$$n_0 = \frac{720\ \text{mmHg} \cdot 250\ \text{mL}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (17 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} \cdot \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} = 1{,}00{\cdot}10^{-2}\ \text{mol aire}$$

La presión ejercida por el $CO_2(g)$ formado proporciona la cantidad de $CaCO_3$ descompuesto. Considerando comportamiento ideal:

$$n_f = \frac{1.500\ \text{mmHg} \cdot 250\ \text{mL}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (80 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} \cdot \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} = 1{,}70{\cdot}10^{-2}\ \text{mol (aire} + CO_2)$$

La cantidad de CO_2 formado es:

$$1{,}70{\cdot}10^{-2}\ \text{mol (aire} + CO_2) - 1{,}00{\cdot}10^{-2}\ \text{mol aire} = 7{,}00{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ CO_2$$

Relacionando CO_2 con $CaCO_3$:

$$7{,}00{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CaCO_3}{1\ \text{mol}\ CO_2} \cdot \frac{100{,}1\ \text{g}\ CaCO_3}{1\ \text{mol}\ CaCO_3} = 0{,}701\ \text{g}\ CaCO_3$$

Relacionando $CaCO_3$ con la muestra inicial se obtiene la riqueza de la misma:

$$\frac{0{,}701\ \text{g}\ CaCO_3}{0{,}800\ \text{g muestra}} \cdot 100 = 87{,}6\ \%\ CaCO_3$$

b) De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), la fracción molar de cada gas proporciona su porcentaje en volumen:

$$y_{CO_2} = \frac{7{,}00{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ CO_2}{1{,}70{\cdot}10^{-2}\ \text{mol (aire} + CO_2)} = 0{,}416 \quad \rightarrow \quad 41{,}6\ \%\ \text{(v/v)}\ CO_2$$

1.50. El peróxido de hidrógeno expuesto a la luz solar se descompone espontáneamente en agua y oxígeno. En un experimento de laboratorio 25,0 mL de una disolución de peróxido de hidrógeno desprenden 125 mL de oxígeno gaseoso a 15 °C y 770 mmHg.
a) ¿Cuántos gramos de peróxido de hidrógeno contiene un litro de la disolución?
b) ¿Cuál es la molalidad de la disolución si su densidad es 1,01 g mL^{-1}?

(Granada 2020)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la descomposición del H_2O_2 es:

$$2\ H_2O_2(aq) \rightarrow 2\ H_2O(l) + O_2(g)$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas obtenido es:

$$n = \frac{770\ \text{mmHg} \cdot 125\ \text{mL}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (15 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} \cdot \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} = 5{,}36{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ O_2$$

Relacionando O_2 con H_2O_2:

$$5{,}36{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ O_2 \cdot \frac{2\ \text{mol}\ H_2O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} \cdot \frac{34{,}0\ \text{g}\ H_2O_2}{1\ \text{mol}\ H_2O_2} = 0{,}364\ \text{g}\ H_2O_2$$

Relacionando H_2O_2 con la disolución:

$$\frac{0{,}364\ \text{g}\ H_2O_2}{25\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 14{,}6\ \frac{\text{g}\ H_2O_2}{\text{L disolución}}$$

b) La cantidad de disolvente que contiene la disolución es:

$$\left(25\ \text{mL disolución} \cdot \frac{1{,}01\ \text{g disolución}}{1\ \text{mL disolución}}\right) - 0{,}364\ \text{g}\ H_2O_2 = 24{,}9\ \text{g}\ H_2O$$

La concentración molal de la disolución de H_2O_2 es:

$$\frac{0{,}364\ \text{g}\ H_2O_2}{24{,}9\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O_2}{34{,}0\ \text{g}\ H_2O_2} \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{kg}\ H_2O} = 0{,}430\ \text{mol kg}^{-1}$$

1.51. El ácido fosfórico se puede obtener mediante la oxidación del fósforo con ácido nítrico según:

$$\mathbf{3\ P + 5\ HNO_3 + 2\ H_2O \rightarrow 3\ H_3PO_4 + 5\ NO}$$

Para que la reacción sea completa, el ácido nítrico tiene que estar en un 50,0 % en exceso, respecto al teórico. Para oxidar completamente 1,00 kg de fósforo, ¿qué volumen de ácido nítrico del 60,0 % de riqueza en masa y de densidad 1,37 g mL^{-1} deberá utilizarse?

(Granada 2021)

Relacionando P con disolución de HNO_3:

$$1{,}00\ \text{kg P} \cdot \frac{10^3\ \text{g P}}{1\ \text{kg P}} \cdot \frac{1\ \text{mol P}}{31{,}0\ \text{g P}} \cdot \frac{5\ \text{mol}\ HNO_3}{3\ \text{mol P}} \cdot \frac{63{,}0\ \text{g}\ HNO_3}{1\ \text{mol}\ HNO_3} = 3{,}39{\cdot}10^3\ \text{g}\ HNO_3$$

Como se dispone de disolución comercial de riqueza 60,0 % y densidad 1,37 g mL^{-1}:

$$3{,}39{\cdot}10^3\ \text{g}\ HNO_3 \cdot \frac{100\ \text{g}\ HNO_3\ 60{,}0\ \%}{60{,}0\ \text{g}\ HNO_3} \cdot \frac{1\ \text{mL}\ HNO_3\ 60{,}0\ \%}{1{,}37\ \text{g}\ HNO_3\ 60{,}0\ \%} = 4{,}12{\cdot}10^3\ \text{mL}\ HNO_3\ 60{,}0\ \%$$

Si es necesario añadir un exceso del 50,0 %, el volumen total a utilizar es:

$$4{,}12{\cdot}10^3\ \text{mL teóricos} + \left(4{,}12{\cdot}10^3\ \text{mL teóricos} \cdot \frac{50\ \text{mL exceso}}{100\ \text{mL teóricos}}\right) = 6{,}18{\cdot}10^3\ \text{mL}\ HNO_3\ 60{,}0\ \%$$

1.52. Una determinación frecuente en biología es la del nitrógeno de un aminoácido. Esta determinación se hace por el método van Slyke, en el que los grupos amino ($-NH_2$) existentes en le material proteínico reaccionan con ácido nitroso, HNO_2, para producir dinitrógeno, N_2, según la reacción:

$$CH_2(NH_2)COOH + HNO_2 \rightarrow CH_2(OH)COOH + H_2O + N_2$$

Finalmente, se mide el volumen de dinitrógeno formado.
Una muestra de 0,530 g de un material biológico que contiene glicina, $CH_2(NH_2)COOH$, origina 37,2 mL de dinitrógeno, medidos a 737 mmHg y 27 °C.
a) ¿Cuál es el porcentaje de glicina en la muestra original?
El ácido nitroso es inestable, por lo que se obtiene in situ a partir de alguno de sus nitritos, por ejemplo, nitrito de sodio según la reacción:

$$NaNO_2 + HCl \rightarrow HNO_2 + NaCl$$

b) Calcule la masa en gramos de nitrito de sodio del 85,0 % de pureza necesaria para que reaccione toda la glicina.

(Preselección Valencia 2021)

a) Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas recogido es:

$$n = \frac{737\ \text{mmHg} \cdot 37{,}2\ \text{mL}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} \cdot \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} = 1{,}47{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ N_2$$

Relacionando el N_2 producido con la muestra se obtiene su riqueza en glicina:

$$\frac{1{,}47{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ N_2}{0{,}530\ \text{g muestra}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_2(NH_2)COOH}{1\ \text{mol}\ N_2} \cdot \frac{75{,}0\ \text{g}\ CH_2(NH_2)COOH}{1\ \text{mol}\ CH_2(NH_2)COOH} \cdot 100 = 20{,}7\ \%\ CH_2(NH_2)COOH$$

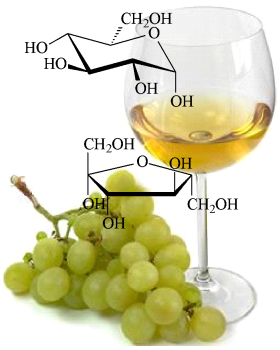
b) Relacionando el N_2 producido con el HNO_2 y con su sal:

$$1{,}47{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ N_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ HNO_2}{1\ \text{mol}\ N_2} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ NaNO_2}{1\ \text{mol}\ HNO_2} = 1{,}47{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ NaNO_2$$

La masa de $NaNO_2$ necesario con una pureza del 85,0 % es:

$$1{,}47{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ NaNO_2 \cdot \frac{69{,}0\ \text{g}\ NaNO_2}{1\ \text{mol}\ NaNO_2} \cdot \frac{100\ \text{g}\ NaNO_2\ 85{,}0\ \%}{85{,}0\ \text{g}\ NaNO_2} = 0{,}119\ \text{g}\ NaNO_2\ 85{,}0\ \%$$

1.53. La fermentación alcohólica que tiene lugar en vinificación, consiste en la transformación de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, generándose etanol, C_2H_5OH, y CO_2 (ec. 1); este último se separa excepto en cavas y vinos espumosos. Posteriormente, en presencia de aire y de bacterias acéticas, el etanol reacciona con el O_2 dando lugar a ácido acético, CH_3COOH, más agua (fermentación acética), transformándose el vino en vinagre (ec. 2).



$$C_6H_{12}O_6(aq) \rightarrow 2\ C_2H_5OH(aq) + 2\ CO_2(g) \qquad (1)$$

$$C_2H_5OH(aq) + O_2(g) \rightarrow CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \qquad (2)$$

a) Se elabora un vino a partir de un mosto de uva que contiene 200 g L^{-1} de glucosa. En el producto final, la concentración de glucosa remanente es de 10,0 g L^{-1}. Teniendo en cuenta que durante el proceso no hay variación de volumen, determine la concentración de etanol en el vino, expresada en g L^{-1}.
b) La graduación alcohólica del vino se expresa en % vol., es decir, número de mL de etanol contenidos en 100 mL de vino. ¿Cuál es la graduación alcohólica del vino resultante?
c) Cuando el vino sufre la fermentación acética completamente, su volumen aumenta en un 5,00 %. ¿Cuál será la acidez del vinagre resultante? (La acidez se expresa en gramos de ácido acético contenidos en 100 mL de vinagre).
(Dato. Densidad del etanol = 0,789 g mL^{-1}).

(Preselección Valencia 2022)

a) La cantidad de $C_6H_{12}O_6$ que fermenta y se transforma en C_2H_5OH es:

$$200\ \text{g}\ C_6H_{12}O_6\ \text{(inicial)} - 10{,}0\ \text{g}\ C_6H_{12}O_6\ \text{(inicial)} = 190\ \text{g}\ C_6H_{12}O_6\ \text{(fermentada)}$$

Relacionando $C_6H_{12}O_6$ que fermenta con C_2H_5OH se obtiene la concentración de este en el vino:

$$\frac{190\ \text{g}\ C_6H_{12}O_6}{\text{L}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_6H_{12}O_6}{180{,}0\ \text{g}\ C_6H_{12}O_6} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH}{1\ \text{mol}\ C_6H_{12}O_6} \cdot \frac{46{,}0\ \text{g}\ C_2H_5OH}{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH} = 97{,}1\ \text{g/L}$$

b) La concentración del vino expresada como % en volumen:

$$\frac{97{,}1\ \text{g}\ C_2H_5OH}{\text{L vino}} \cdot \frac{1\ \text{mL}\ C_2H_5OH}{0{,}789\ \text{g}\ C_2H_5OH} \cdot \frac{1\ \text{L vino}}{10^3\ \text{mL vino}} \cdot 100\ \text{mL vino} = 12{,}3\ \%\ \text{(vol)}$$

c) Relacionando C_2H_5OH que fermenta con CH_3COOH que se obtiene:

$$\frac{97{,}1\ \text{g}\ C_2H_5OH}{\text{L vino}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH}{46{,}0\ \text{g}\ C_2H_5OH} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_3COOH}{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH} \cdot \frac{60{,}0\ \text{g}\ CH_3COOH}{1\ \text{mol}\ CH_3COOH} = 127\ \frac{\text{g}\ CH_3COOH}{\text{L vino}}$$

$$127\ \frac{\text{g}\ CH_3COOH}{\text{L vino}} \cdot \frac{1\ \text{L vino}}{10^3\ \text{mL vino}} \cdot \frac{1\ \text{mL vino}}{1{,}05\ \text{mL vinagre}} \cdot 100\ \text{mL vinagre} = 12{,}1\ \text{g}\ CH_3COOH/100\ \text{mL}$$

1.54. Para eliminar el CO_2 producido por el cuerpo humano durante el transcurso de los viajes espaciales, se hace reaccionar este producto con NaOH:

$$\mathbf{NaOH + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O}$$

a) Ajuste la reacción.

b) Calcule la cantidad mínima de NaOH que es necesaria transportar en una nave espacial para eliminar todo el CO_2 producido por un astronauta durante un viaje de 12 días, sabiendo que el cuerpo humano emite unos 926 g de CO_2 por día.

(Castilla-La Mancha 2023)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre CO_2 y LiOH es:

$$2\ NaOH(aq) + CO_2(g) \rightarrow Na_2CO_3(aq) + H_2O(l)$$

b) La cantidad total de CO_2 exhalada por un astronauta y que se debe eliminar es:

$$12\ \text{días} \cdot \frac{926\ \text{g}\ CO_2}{\text{día}} = 1{,}1 \cdot 10^4\ \text{g}\ CO_2$$

Relacionando CO_2 con NaOH:

$$1{,}1 \cdot 10^4\ \text{g}\ CO_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{g}\ CO_2} \cdot \frac{2\ \text{mol NaOH}}{1\ \text{mol}\ CO_2} \cdot \frac{40{,}0\ \text{g LiOH}}{1\ \text{mol NaOH}} = 2{,}0 \cdot 10^4\ \text{g NaOH}$$

4. REACTIVO LIMITANTE

4.1. La combustión de etano, C_2H_6, produce H_2O y CO_2. Se colocan en un recipiente de 5,0 L de capacidad, un litro de etano, medido a 25 °C y 745 Torr, y 6,0 g de O_2 gaseoso. La combustión se inicia mediante una chispa eléctrica. ¿Cuál será la presión en el interior del recipiente una vez que se enfría a 150 °C?

(Canarias 1996)

La ecuación química correspondiente a la combustión del C_2H_6 es:

$$C_2H_6(g) + \frac{7}{2}O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(g)$$

Al disponer de cantidades ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante.

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de C_2H_6 es:

$$n = \frac{745\ \text{Torr} \cdot 1{,}0\ \text{L}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{Torr}} = 0{,}040\ \text{mol}\ C_2H_6$$

El número de moles de O_2 es:

$$6{,}0\ \text{g}\ O_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32{,}0\ \text{g}\ O_2} = 0{,}19\ \text{mol}\ O_2$$

La relación molar que se obtiene es:

$$\frac{0{,}19\ \text{mol}\ O_2}{0{,}040\ \text{mol}\ C_2H_6} = 4{,}7$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es menor que 7/2, quiere decir que sobra O_2, por lo que C_2H_6 es el reactivo limitante que determina la cantidad de gases formados y sobrantes, que serán los responsables de la presión existente en el interior del recipiente.

Relacionando C_2H_6 con O_2:

$$0{,}040\ \text{mol}\ C_2H_6 \cdot \frac{7\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol}\ C_2H_6} = 0{,}14\ \text{mol}\ O_2$$

La cantidad de O_2 sobrante es:

$$0{,}19\ \text{mol}\ O_2\ \text{(inicial)} - 0{,}14\ \text{mol}\ O_2\ \text{(consumido)} = 0{,}050\ \text{mol}\ O_2\ \text{(exceso)}$$

Relacionando C_2H_6 con los productos gaseosos formados:

$$0{,}040\ \text{mol}\ C_2H_6 \cdot \frac{(2+3)\ \text{mol gas}}{1\ \text{mol}\ C_2H_6} = 0{,}20\ \text{mol gas}$$

Suponiendo que antes de comenzar la reacción se había hecho el vacío en el interior del recipiente, la presión ejercida por la mezcla gaseosa final es:

$$p = \frac{(0{,}050 + 0{,}20)\ \text{mol} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (150 + 273{,}15)\ \text{K}}{5{,}0\ \text{L}} = 1{,}7\ \text{atm}$$

4.2. Se preparó una mezcla para la combustión de SO_2 abriendo una llave que conectaba dos cámaras separadas, una con un volumen de 2,125 L de SO_2 a una presión de 0,750 atm y la otra, con un volumen de 1,500 L y llena de O_2 a 0,500 atm. Los dos gases se encuentran a una temperatura de 80 °C.
a) Calcule la fracción molar del SO_2 en la mezcla y la presión ejercida por esta.
b) Si la mezcla se pasa sobre un catalizador para la formación de SO_3 y posteriormente vuelve a los dos recipientes originales conectados, calcule las fracciones molares y la presión total en la mezcla resultante. Suponga que la conversión del SO_2 es total considerando la cantidad de O_2 con la que se cuenta.

(Canarias 1997) (Castilla y León 2014)

a) Considerando comportamiento ideal, el número de moles gas contenido en cada cámara es:

$$n_{SO_2} = \frac{0{,}750\ \text{atm} \cdot 2{,}125\ \text{L}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (80 + 273{,}15)\ \text{K}} = 0{,}0550\ \text{mol } SO_2$$

$$n_{O_2} = \frac{0{,}500\ \text{atm} \cdot 1{,}500\ \text{L}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (80 + 273{,}15)\ \text{K}} = 0{,}0259\ \text{mol } O_2$$

La fracción molar de SO_2 es:

$$y_{SO_2} = \frac{0{,}0550\ \text{mol } SO_2}{0{,}0550\ \text{mol } SO_2 + 0{,}0259\ \text{mol } O_2} = 0{,}680$$

La presión total de la mezcla al conectar ambas cámaras es:

$$p = \frac{(0{,}0550 + 0{,}0259)\ \text{mol} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (80 + 273{,}15)\ \text{K}}{(2{,}125 + 1{,}500)\ \text{L}} = 0{,}646\ \text{atm}$$

b) La ecuación química correspondiente a la reacción entre ambos gases es:

$$2\ SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ SO_3(g)$$

Al disponer de cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante. La relación molar que se obtiene es:

$$\frac{0{,}0550\ \text{mol } SO_2}{0{,}0259\ \text{mol } O_2} = 2{,}12$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es mayor que 2, quiere decir que sobra SO_2, por lo que el O_2 que es el reactivo limitante que determina la cantidad formada de SO_3.

Relacionando el limitante con O_2 y SO_3:

$$0{,}0259\ \text{mol } O_2 \cdot \frac{2\ \text{mol } SO_2}{1\ \text{mol } O_2} = 0{,}0518\ \text{mol } SO_2\ \text{(consumido)}$$

$$0{,}0550\ \text{mol } SO_2\ \text{(inicial)} - 0{,}0518\ \text{mol } SO_2\ \text{(consumido)} = 3{,}20{\cdot}10^{-3}\ \text{mol } SO_2\ \text{(exceso)}$$

$$0{,}0259\ \text{mol } O_2 \cdot \frac{2\ \text{mol } SO_3}{1\ \text{mol } O_2} = 0{,}0518\ \text{mol } SO_3$$

Las fracciones molares de los gases después de la reacción son:

$$y_{SO_2} = \frac{3{,}20{\cdot}10^{-3}\ \text{mol } SO_2}{3{,}20{\cdot}10^{-3}\ \text{mol } SO_2 + 0{,}0518\ \text{mol } SO_3} = 0{,}0582$$

$$y_{SO_3} = \frac{0{,}0518\ \text{mol } SO_3}{3{,}20{\cdot}10^{-3}\ \text{mol } SO_2 + 0{,}0518\ \text{mol } SO_3} = 0{,}942$$

La presión total de la mezcla gaseosa final es:

$$p = \frac{(3{,}20{\cdot}10^{-3} + 0{,}0518)\ \text{mol} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (80 + 273{,}15)\ \text{K}}{(2{,}125 + 1{,}500)\ \text{L}} = 0{,}439\ \text{atm}$$

4.3. Se tratan 6,0 g de aluminio en polvo con 50 mL de disolución acuosa 0,60 M de ácido sulfúrico. Suponiendo que el proceso que tiene lugar es:

$$Al(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow Al_2(SO_4)_3(aq) + H_2(g)$$

Determine, tras haber ajustado la ecuación química:

a) El volumen de hidrógeno que se obtendrá en la reacción, recogido en una cubeta hidroneumática a 745 mmHg y 20 °C.

b) La cantidad de $Al_2(SO_4)_3 \cdot H_2O$ que se obtendrá por evaporación de la disolución resultante de la reacción.

c) El reactivo que se halla en exceso y la cantidad que sobra, expresada en gramos.

(Dato. Presión de vapor del agua a 20 °C = 17,5 mmHg).

(Valencia 1998)

Para la resolución de los apartados a) y b) es preciso resolver previamente el apartado c).

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y Al es:

$$2\ Al(s) + 3\ H_2SO_4(aq) \rightarrow Al_2(SO_4)_3(aq) + 3\ H_2(g)$$

Al disponer de cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante. El número de moles de cada uno de ellos es:

$$\left.\begin{aligned} 6{,}0\ g\ Al \cdot \frac{1\ mol\ Al}{27{,}0\ g\ Al} &= 0{,}22\ mol\ Al \\ 50\ mL\ H_2SO_4\ 0{,}60\ M \cdot \frac{0{,}60\ mol\ H_2SO_4}{10^3\ mL\ H_2SO_4\ 0{,}60\ M} &= 0{,}030\ mol\ H_2SO_4 \end{aligned}\right\} \rightarrow \frac{0{,}030\ mol\ H_2SO_4}{0{,}22\ mol\ Al} = 0{,}13$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es menor que 3/2, quiere decir que sobra Al, por lo que el H_2SO_4 es el reactivo limitante que determina las cantidades de sustancias que reaccionan y se obtienen.

Relacionando H_2SO_4 y Al:

$$0{,}030\ mol\ H_2SO_4 \cdot \frac{2\ mol\ Al}{3\ mol\ H_2SO_4} \cdot \frac{27{,}0\ g\ Al}{1\ mol\ Al} = 0{,}54\ g\ Al\ (gastado)$$

$$6{,}0\ g\ Al\ (inicial) - 0{,}54\ g\ Al\ (gastado) = 5{,}5\ g\ Al\ (exceso)$$

a) Relacionando H_2SO_4 y H_2:

$$0{,}030\ mol\ H_2SO_4 \cdot \frac{3\ mol\ H_2}{3\ mol\ H_2SO_4} = 0{,}030\ mol\ H_2$$

Considerando comportamiento ideal y que el gas se encuentra recogido sobre agua (cubeta hidroneumática), el volumen que ocupa este es:

$$V = \frac{(0{,}030\ mol\ H_2) \cdot (0{,}08206\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15)\ K}{(745 - 17{,}5)\ mmHg} \cdot \frac{760\ mmHg}{1\ atm} = 0{,}75\ L\ H_2$$

b) Relacionando H_2SO_4 y $Al_2(SO_4)_3$:

$$0{,}030\ mol\ H_2SO_4 \cdot \frac{1\ mol\ Al_2(SO_4)_3}{3\ mol\ H_2SO_4} = 0{,}010\ mol\ Al_2(SO_4)_3$$

Al evaporar el agua se forma $Al_2(SO_4)_3 \cdot H_2O$:

$$0{,}010\ mol\ Al_2(SO_4)_3 \cdot \frac{1\ mol\ Al_2(SO_4)_3 \cdot H_2O}{1\ mol\ Al_2(SO_4)_3} \cdot \frac{360{,}0\ g\ Al_2(SO_4)_3 \cdot H_2O}{1\ mol\ Al_2(SO_4)_3 \cdot H_2O} = 3{,}6\ g\ Al_2(SO_4)_3 \cdot H_2O$$

4.4. Se hacen reaccionar 2,00 t de fosfato de calcio con 500 L de disolución de ácido sulfúrico de riqueza 87,7 % en masa y densidad 1,80 g cm^{-3}, para obtener fosfato diácido de calcio y sulfato de calcio (esta mezcla se utiliza como fertilizante). Calcule la masa de fosfato diácido de calcio obtenido.

(Asturias 1999)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción propuesta es:

$$Ca_3(PO_4)_2(s) + 2\ H_2SO_4(aq) \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2(aq) + 2\ CaSO_4(s)$$

Al disponer de cantidades ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante. La cantidad de cada reactivo es:

$$500\ L\ H_2SO_4\ 87{,}7\ \% \cdot \frac{10^3\ mL\ H_2SO_4\ 87{,}7\ \%}{1\ L\ H_2SO_4\ 87{,}7\ \%} \cdot \frac{1\ mL\ H_2SO_4\ 87{,}7\ \%}{1{,}80\ g\ H_2SO_4\ 87{,}7\ \%} = 9{,}00 \cdot 10^5\ g\ H_2SO_4\ 87{,}7\ \%$$

$$9{,}00 \cdot 10^5\ g\ H_2SO_4\ 87{,}7\ \% \cdot \frac{87{,}7\ g\ H_2SO_4}{100\ g\ H_2SO_4\ 87{,}7\ \%} \cdot \frac{1\ mol\ H_2SO_4}{98{,}1\ g\ H_2SO_4} = 8{,}05 \cdot 10^3\ mol\ H_2SO_4$$

$$2{,}00\ t\ Ca_3(PO_4)_2 \cdot \frac{10^3\ g\ Ca_3(PO_4)_2}{1\ t\ Ca_3(PO_4)_2} \cdot \frac{1\ mol\ Ca_3(PO_4)_2}{310{,}3\ g\ Ca_3(PO_4)_2} = 6{,}45 \cdot 10^3\ mol\ Ca_3(PO_4)_2$$

La relación molar que se obtiene es:

$$\frac{8{,}05 \cdot 10^3\ mol\ H_2SO_4}{6{,}45 \cdot 10^3\ mol\ Ca_3(PO_4)_2} = 1{,}25$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es menor que 2, quiere decir que sobra $Ca_3(PO_4)_2$, por lo que H_2SO_4 es el reactivo limitante que determina la cantidad de $Ca(H_2PO_4)_2$ formada:

$$8{,}05 \cdot 10^3\ mol\ H_2SO_4 \cdot \frac{1\ mol\ Ca(H_2PO_4)_2}{2\ mol\ H_2SO_4} \cdot \frac{234{,}1\ g\ Ca(H_2PO_4)_2}{1\ mol\ Ca(H_2PO_4)_2} = 9{,}42 \cdot 10^5\ g\ Ca(H_2PO_4)_2$$

4.5. Un recipiente cerrado de 1.000 L de capacidad contiene 460 g de etanol puro (líquido) y aire (composición en volumen: 80,0 % N_2 y 20,0 % O_2) a 27 °C y 1 atm. Se provoca la combustión y se espera hasta que la temperatura sea nuevamente de 27 °C. El volumen total permanece inalterado y se desprecian los volúmenes que pueden ocupar los sólidos y los líquidos frente a los gases. Calcule:
a) Número total de moléculas presentes antes y después de la combustión.
b) Las presiones parciales de cada componente después de la combustión y la presión total de la mezcla resultante.
c) La densidad media de la mezcla final de gases.

(Córdoba 2003)

La ecuación química correspondiente a la combustión del etanol es:

$$C_2H_5OH(l) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l)$$

a) El número de moles y de moléculas de etanol existentes antes de la combustión son:

$$460\ g\ C_2H_5OH \cdot \frac{1\ mol\ C_2H_5OH}{46{,}0\ g\ C_2H_5OH} = 10{,}0\ mol\ C_2H_5OH$$

$$10{,}0\ mol\ C_2H_5OH \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ moléculas\ C_2H_5OH}{1\ mol\ C_2H_5OH} = 6{,}02 \cdot 10^{24}\ moléculas\ C_2H_5OH$$

▪ Considerando comportamiento ideal, el número de moles de aire contenidos en el recipiente es:

$$n_{aire} = \frac{1\ atm \cdot 1.000\ L}{(0{,}08206\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15)\ K} = 40{,}7\ mol\ aire$$

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), la composición volumétrica de una mezcla gaseosa coincide con la composición molar, por lo que el número de moles y moléculas de cada gas del aire es:

$$40{,}7\ \text{mol aire} \cdot \frac{80{,}0\ \text{mol } N_2}{100\ \text{mol aire}} = 32{,}6\ \text{mol } N_2$$

$$32{,}6\ \text{mol } N_2 \cdot \frac{6{,}022{\cdot}10^{23}\ \text{moléculas } N_2}{1\ \text{mol } N_2} = 1{,}96{\cdot}10^{25}\ \text{moléculas } N_2$$

$$40{,}7\ \text{mol aire} \cdot \frac{20{,}0\ \text{mol } O_2}{100\ \text{mol aire}} = 8{,}14\ \text{mol } O_2$$

$$8{,}14\ \text{mol } O_2 \cdot \frac{6{,}022{\cdot}10^{23}\ \text{moléculas } O_2}{1\ \text{mol } O_2} = 4{,}90{\cdot}10^{24}\ \text{moléculas } O_2$$

La relación molar que se obtiene es:

$$\frac{8{,}14\ \text{mol } O_2}{10{,}0\ \text{mol } C_2H_5OH} = 0{,}814$$

como la relación en la que se encuentran ambos reactivos es menor que 3, quiere decir que sobra C_2H_5OH, por lo que el O_2 es el reactivo limitante que determina las cantidades de CO_2 y H_2O que se producen.

▪ Relacionando O_2 con C_2H_5OH se obtiene que el número de moles y de moléculas de C_2H_5OH existentes después de la combustión es:

$$8{,}14\ \text{mol } O_2 \cdot \frac{1\ \text{mol } C_2H_5OH}{3\ \text{mol } O_2} = 2{,}71\ \text{mol } C_2H_5OH$$

$$10{,}0\ \text{mol } C_2H_5OH\ \text{(inicial)} - 2{,}71\ \text{mol } C_2H_5OH\ \text{(gastado)} = 7{,}29\ \text{mol } C_2H_5OH\ \text{(exceso)}$$

$$7{,}29\ \text{mol } C_2H_5OH \cdot \frac{6{,}022{\cdot}10^{23}\ \text{moléculas } C_2H_5OH}{1\ \text{mol } C_2H_5OH} = 4{,}39{\cdot}10^{24}\ \text{moléculas } C_2H_5OH$$

▪ Relacionando O_2 con CO_2 y H_2O se obtiene que el número de moles y de moléculas de ambas sustancias existentes después de la combustión es:

$$8{,}14\ \text{mol } O_2 \cdot \frac{2\ \text{mol } CO_2}{3\ \text{mol } O_2} = 5{,}43\ \text{mol } CO_2$$

$$5{,}43\ \text{mol } CO_2 \cdot \frac{6{,}022{\cdot}10^{23}\ \text{moléculas } CO_2}{1\ \text{mol } CO_2} = 3{,}27{\cdot}10^{24}\ \text{moléculas } CO_2$$

$$8{,}14\ \text{mol } O_2 \cdot \frac{3\ \text{mol } H_2O}{3\ \text{mol } O_2} = 8{,}14\ \text{mol } H_2O$$

$$8{,}14\ \text{mol } H_2O \cdot \frac{6{,}022{\cdot}10^{23}\ \text{moléculas } H_2O}{1\ \text{mol } H_2O} = 4{,}90{\cdot}10^{24}\ \text{moléculas } H_2O$$

b) Antes de la combustión los únicos gases presentes en el recipiente son O_2 y N_2 del aire, mientras que después de la combustión, los gases presentes son N_2 (que no reacciona) y el CO_2 formado. Considerando comportamiento ideal, las presiones parciales ejercidas por ambos son:

$$p_{N_2} = \frac{32{,}6\ \text{mol} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15)\ \text{K}}{1.000\ \text{L}} = 0{,}802\ \text{atm}$$

$$p_{CO_2} = \frac{5{,}43\ \text{mol} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15)\ \text{K}}{1.000\ \text{L}} = 0{,}134\ \text{atm}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión total de la mezcla gaseosa es:

$$p_{total} = p_{N_2} + p_{CO_2} = (0{,}802 + 0{,}134)\ \text{atm} = 0{,}936\ \text{atm}$$

c) La densidad de la mezcla gaseosa presente al final de la reacción es:

$$\rho = \frac{32{,}6\ \text{mol } N_2 \cdot \frac{28{,}0\ \text{g } N_2}{1\ \text{mol } N_2} + 5{,}43\ \text{mol } CO_2 \cdot \frac{44{,}0\ \text{g } CO_2}{1\ \text{mol } CO_2}}{1.000\ \text{L}} = 1{,}15\ \text{g L}^{-1}$$

4.6. En la fabricación de la pólvora se utilizan nitrato de potasio, carbono y azufre. La pólvora arde según la siguiente ecuación química:

$$10\ KNO_3(s) + 8\ C(s) + 3\ S(s) \rightarrow 6\ CO_2(g) + 2\ K_2CO_3(s) + 3\ K_2SO_4(s) + 5\ N_2(g)$$

Se dispone de 700 g de nitrato de potasio, 90,0 g de azufre y 95,0 g de carbono. Determine:
a) Cuál es el reactivo limitante.
b) El volumen total de gases obtenidos, medido a 100 °C y 1,5 atm.

(Preselección Valencia 2003)

a) Al existir cantidades de los tres reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$700\ g\ KNO_3 \cdot \frac{1\ mol\ KNO_3}{101{,}1\ g\ KNO_3} = 6{,}92\ mol\ KNO_3$$

$$90{,}0\ g\ S \cdot \frac{1\ mol\ S}{32{,}1\ g\ S} = 2{,}80\ mol\ S \qquad 95{,}0\ g\ C \cdot \frac{1\ mol\ C}{12{,}0\ g\ C} = 7{,}92\ mol\ C$$

Estudiando las respectivas relaciones molares:

$$\frac{7{,}92\ mol\ C}{2{,}80\ mol\ S} = 2{,}83 > \frac{8}{3} \quad \rightarrow \quad \text{sobra C, luego el limitante es S}$$

$$\frac{6{,}92\ mol\ KNO_3}{7{,}92\ mol\ C} = 0{,}873 < \frac{10}{8} \quad \rightarrow \quad \text{sobra C, luego el limitante es } KNO_3$$

$$\frac{6{,}92\ mol\ KNO_3}{2{,}80\ mol\ S} = 2{,}47 < \frac{10}{3} \quad \rightarrow \quad \text{sobra S, luego el limitante es } KNO_3$$

De las anteriores relaciones se deduce que se gasta todo el KNO_3, que es el reactivo limitante y que determina la cantidad de gases que se obtiene.

b) Relacionando KNO_3 con los gases formados:

$$6{,}92\ mol\ KNO_3 \cdot \frac{11\ mol\ gas}{10\ mol\ KNO_3} = 7{,}61\ mol\ gas$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupado los gases es:

$$V = \frac{(7{,}61\ mol) \cdot (0{,}08206\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot (100 + 273{,}15)\ K}{1{,}50\ atm} = 155\ L$$

4.7. Se mezclan 20 g de zinc puro con 200 mL de HCl 6 M. Una vez terminado el desprendimiento de hidrógeno, lo que indica que la reacción ha terminado, ¿cuál de los reactivos quedará en exceso? Calcule el volumen de hidrógeno, medido en condiciones normales, que se habrá desprendido al finalizar la reacción.

(Canarias 2003)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y Zn es:

$$Zn(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$$

Para determinar cuál es el reactivo que queda en exceso, es preciso determinar cuál es el reactivo limitante de la reacción. El número de moles de cada reactivo es:

$$\left.\begin{aligned} 20\ g\ Zn \cdot \frac{1\ mol\ Zn}{65{,}4\ g\ Zn} &= 0{,}31\ mol\ Zn \\ 200\ mL\ HCl\ 6{,}0\ M \cdot \frac{1\ L\ HCl\ 6{,}0\ M}{10^3\ mL\ HCl\ 6{,}0\ M} \cdot \frac{6{,}0\ mol\ HCl}{1\ L\ HCl\ 6{,}0\ M} &= 1{,}2\ mol\ HCl \end{aligned}\right\} \rightarrow \frac{1{,}2\ mol\ HCl}{0{,}31\ mol\ Zn} = 3{,}9$$

Como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es mayor que 2, quiere decir que sobra HCl, por lo que Zn es el reactivo limitante que determina la cantidad gastada de HCl y formada de H_2.

Relacionando Zn y HCl 6,0 M:

$$0{,}31\ \text{mol Zn} \cdot \frac{2\ \text{mol HCl}}{1\ \text{mol Zn}} \cdot \frac{1\ \text{L HCl 6,0 M}}{6{,}0\ \text{mol HCl}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL HCl 6,0 M}}{1{,}0\ \text{L HCl 6,0 M}} = 103\ \text{mL HCl 6,0 M (gastado)}$$

$$200\ \text{mL HCl 6,0 M (inicial)} - 103\ \text{mL HCl 6,0 M (gastado)} = 97{,}0\ \text{mL HCl 6,0 M (exceso)}$$

Relacionando Zn y H_2:

$$0{,}31\ \text{mol Zn} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2}{1\ \text{mol Zn}} = 0{,}31\ \text{mol H}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el gas es:

$$V = \frac{(0{,}31\ \text{mol H}_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 6{,}9\ \text{L H}_2$$

4.8. Una mezcla de 4,800 g de hidrógeno y 36,400 g de oxígeno reaccionan completamente. Demuestre que la masa total de las sustancias presentes antes y después de la reacción son las mismas.

(Castilla y León 2004)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre H_2 y O_2 es:

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(l)$$

▪ La masa inicial de las especies presentes en la reacción es:

$$4{,}800\ \text{g H}_2 + 36{,}400\ \text{g O}_2 = 41{,}20\ \text{g}$$

Al existir cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el reactivo limitante para poder calcular la cantidad de H_2O obtenida. El número de moles de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{l} 4{,}800\ \text{g H}_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol H}_2}{2{,}0\ \text{g H}_2} = 2{,}4\ \text{mol H}_2 \\ \\ 36{,}400\ \text{g O}_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol O}_2}{32{,}0\ \text{g O}_2} = 1{,}14\ \text{mol O}_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{2{,}4\ \text{mol H}_2}{1{,}14\ \text{mol O}_2} = 2{,}1$$

Como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es mayor que 2, quiere decir que sobra H_2, por lo el O_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de H_2O formada.

Relacionando H_2 con O_2 se puede obtener la masa de H_2 en exceso:

$$1{,}14\ \text{mol O}_2 \cdot \frac{2\ \text{mol H}_2}{1\ \text{mol O}_2} \cdot \frac{2{,}0\ \text{g H}_2}{1\ \text{mol H}_2} = 4{,}56\ \text{g H}_2$$

$$4{,}800\ \text{g H}_2\ \text{(inicial)} - 4{,}56\ \text{g H}_2\ \text{(consumido)} = 0{,}240\ \text{g H}_2\ \text{(exceso)}$$

Relacionando H_2 con H_2O se obtiene la masa de H_2O formada:

$$1{,}14\ \text{mol O}_2 \cdot \frac{2\ \text{mol H}_2\text{O}}{1\ \text{mol O}_2} \cdot \frac{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}} = 41{,}0\ \text{g H}_2\text{O}$$

▪ La masa final de las especies presentes en la reacción es:

$$0{,}240\ \text{g H}_2\ \text{(exceso)} + 41{,}0\ \text{g H}_2\text{O} = 41{,}2\ \text{g}$$

Como la masa inicial del sistema coincide con la final, se cumple la ley de conservación de la masa de Lavoisier.

4.9. El metano es uno de los gases que contribuyen al efecto invernadero y se produce en cantidades importantes como consecuencia de los residuos de las granjas de animales para la alimentación. La reacción del metano con agua es una forma de preparar hidrógeno que puede emplearse como fuente de energía neta en las celdas de combustible.

$$CH_4(g) + H_2O(g) \rightarrow CO(g) + 3\ H_2(g)$$

Se combinan 995 g de metano y 2.510 g de agua:
a) ¿Quién es el reactivo limitante?
b) ¿Cuál es la masa máxima de hidrógeno que se puede preparar?
c) ¿Qué masa de reactivo en exceso quedará cuando acabe la reacción?

(Baleares 2005)

a) Para determinar el reactivo limitante se calculan las cantidades iniciales de cada una de las sustancias reaccionantes:

$$\left.\begin{array}{l} 995\ \text{g}\ CH_4 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ CH_4}{16{,}0\ \text{g}\ CH_4} = 62{,}2\ \text{mol}\ CH_4 \\ \\ 2.150\ \text{g}\ H_2O \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} = 139\ \text{mol}\ H_2O \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{62{,}2\ \text{mol}\ CH_4}{139\ \text{mol}\ H_2O} = 0{,}447$$

Como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es menor que 1, quiere decir que sobra H_2O, por lo que CH_4 es el reactivo limitante que determina las cantidades de H_2O en exceso y de H_2 que se obtiene.

b) Relacionando CH_4 con H_2:

$$62{,}2\ \text{mol}\ CH_4 \cdot \frac{3\ \text{mol}\ H_2}{1\ \text{mol}\ CH_4} \cdot \frac{2{,}0\ \text{g}\ H_2}{1\ \text{mol}\ H_2} = 373\ \text{g}\ H_2$$

c) Relacionando CH_4 con H_2O:

$$62{,}2\ \text{mol}\ CH_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ CH_4} = 62{,}2\ \text{mol}\ H_2O$$

La cantidad de H_2O en exceso es:

$$139\ \text{mol}\ H_2O\ \text{(inicial)} - 62{,}2\ \text{mol}\ H_2O\ \text{(gastado)} = 76{,}8\ \text{mol}\ H_2O\ \text{(exceso)}$$

La masa correspondiente es:

$$76{,}8\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ H_2O} = 1{,}38 \cdot 10^3\ \text{g}\ H_2O$$

4.10. El cloro gaseoso, Cl_2, puede obtenerse en el laboratorio, en pequeñas cantidades haciendo reaccionar el dióxido de manganeso con ácido clorhídrico concentrado, según:

$$MnO_2(s) + 4\ HCl(aq) \rightarrow MnCl_2(aq) + Cl_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

Se hacen reaccionar 100 g de MnO_2 con 0,800 L de disolución de HCl de riqueza 35,2 % en masa y densidad 1,175 g cm^{-3} Calcule:
a) La molaridad del ácido empleado.
b) El volumen de cloro producido en condiciones normales.

(Cádiz 2005)

a) Tomando como base de cálculo 1 L de disolución de HCl la concentración molar de la disolución es:

$$\frac{10^3\ \text{cm}^3\ \text{HCl 35,2 \%}}{1\ \text{L HCl 35,2 \%}} \cdot \frac{1{,}175\ \text{g HCl 35,2 \%}}{1\ \text{cm}^3\ \text{HCl 35,2 \%}} \cdot \frac{35{,}2\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl 35,2 \%}} \cdot \frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}} = 11{,}3\ \text{mol}\ L^{-1}$$

b) Al existir inicialmente cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el reactivo limitante para poder calcular la cantidad de Cl_2 obtenida. El número de moles de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{l} 100\ \text{g}\ \text{MnO}_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ \text{MnO}_2}{86{,}9\ \text{g}\ \text{MnO}_2} = 1{,}15\ \text{mol}\ \text{MnO}_2 \\ 0{,}800\ \text{L HCl 11,3 M} \cdot \dfrac{11{,}3\ \text{mol HCl}}{1\ \text{L HCl 11,3 M}} = 9{,}07\ \text{mol HCl} \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{9{,}07\ \text{mol HCl}}{1{,}15\ \text{mol}\ \text{MnO}_2} = 7{,}89$$

Como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es mayor que 4, quiere decir que sobra HCl, por lo que MnO_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad formada de Cl_2.

Relacionando MnO_2 y Cl_2 se obtiene la cantidad de gas desprendido:

$$1{,}15\ \text{mol}\ \text{MnO}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ \text{Cl}_2}{1\ \text{mol}\ \text{MnO}_2} = 1{,}15\ \text{mol}\ \text{Cl}_2$$

Suponiendo comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(1{,}15\ \text{mol}\ \text{Cl}_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 25{,}8\ \text{L}\ \text{Cl}_2$$

4.11. El amoniaco, el dióxido de carbono y la urea, $(NH_2)_2CO$, son moléculas muy relacionadas entre sí. De hecho, la urea se puede considerar como una diamida derivada del ácido carbónico (H_2CO_3) obtenida al sustituir los grupos –OH del ácido por dos grupos $–NH_2$.
La urea se prepara por la reacción del amoniaco con dióxido de carbono según la siguiente ecuación química no ajustada:

$$NH_3(g) + CO_2(g) \rightarrow (NH_2)_2CO\ (aq) + H_2O(l)$$

En un proceso se hacen reaccionar 637,2 g de amoniaco con 1.142 g de dióxido de carbono.
a) Ajuste la ecuación anterior y calcule cuál de los dos reactivos es el reactivo limitante en las condiciones del proceso referido. Calcule la masa, en gramos, de urea que se formará y el volumen de reactivo en exceso, medido en c.n.
b) Cuando se analiza la orina, la cantidad de normal de urea entre 13 y 40 g/24 h (para efectuar este tipo de análisis se recoge orina cada 24 h, de esta forma se asegura que el resultado es representativo). El análisis de un paciente arroja un resultado de 25 g/24 h y si la eliminación normal de orina por este es de 2,5 L/24 h. ¿Cuál es la molaridad de la urea en la orina del paciente?
c) Escriba las estructuras de Lewis de las moléculas de amoniaco y de dióxido de carbono y prediga la geometría de la molécula de NH_3 en base a la Teoría de Repulsión entre Pares de Electrones de la Capa de Valencia (TRPECV). Sabiendo que la molécula de CO_2 es lineal, ¿cuáles de las moléculas anteriores, NH_3 y CO_2, tienen momento dipolar neto distinto de cero? Razone la respuesta.
d) Postule la hibridación de los átomos de nitrógeno y de carbono de las moléculas de NH_3 y CO_2.
e) Cuando el amoniaco y el dióxido de carbono se disuelven separadamente en agua, es por medio de una reacción ácido-base. Escriba las reacciones ácido-base entre el $NH_3(g)$ y el $H_2O(l)$ y entre el CO_2 y el $H_2O(l)$. Identifique los ácidos y bases de Bronsted-Lowry en cada reacción.

(Sevilla 2007)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre CO_2 y NH_3 es:

$$CO_2(g) + 2\ NH_3(g) \rightarrow (NH_2)_2CO(s) + H_2O(l)$$

Al disponer de cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada de reactivo es:

$$\left.\begin{array}{l} 637{,}2\ \text{g}\ \text{NH}_3 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ \text{NH}_3}{17{,}0\ \text{g}\ \text{NH}_3} = 37{,}5\ \text{mol}\ \text{NH}_3 \\ 1.140\ \text{g}\ \text{CO}_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ \text{CO}_2}{44{,}0\ \text{g}\ \text{CO}_2} = 25{,}9\ \text{mol}\ \text{CO}_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{37{,}5\ \text{mol}\ \text{NH}_3}{25{,}9\ \text{mol}\ \text{CO}_2} = 1{,}45$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es menor que 2, quiere decir que queda CO_2 sin reaccionar, por lo que el NH_3 es el reactivo limitante que determina la cantidad de $(NH_2)_2CO$ formada.

Relacionando NH_3 con $(NH_2)_2CO$:

$$37{,}5\ \text{mol}\ NH_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ (NH_2)_2CO}{2\ \text{mol}\ NH_3} \cdot \frac{60{,}0\ \text{g}\ (NH_2)_2CO}{1\ \text{mol}\ (NH_2)_2CO} = 2{,}25{\cdot}10^3\ \text{g}\ (NH_2)_2CO$$

Relacionando NH_3 con CO_2:

$$37{,}5\ \text{mol}\ NH_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{2\ \text{mol}\ NH_3} = 18{,}7\ \text{mol}\ CO_2\ \text{(reaccionado)}$$

La cantidad que queda sin reaccionar es:

$$25{,}9\ \text{mol}\ CO_2\ \text{(inicial)} - 18{,}7\ \text{mol}\ CO_2\ \text{(reaccionado)} = 7{,}20\ \text{mol}\ CO_2\ \text{(exceso)}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el CO_2 sobrante es:

$$V = \frac{(7{,}20\ \text{mol}\ CO_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 161\ \text{L}\ CO_2$$

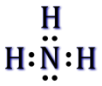
b) La cantidad de $(NH_2)_2CO$ eliminada diariamente por el paciente es:

$$25\ \text{g}\ (NH_2)_2CO \cdot \frac{1\ \text{mol}\ (NH_2)_2CO}{60{,}0\ \text{g}\ (NH_2)_2CO} = 0{,}42\ \text{mol}\ (NH_2)_2CO$$

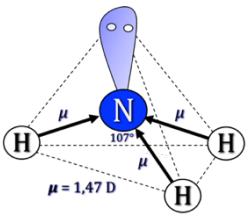
La concentración molar de $(NH_2)_2CO$ en la orina del paciente es:

$$\frac{0{,}42\ \text{mol}\ (NH_2)_2CO}{2{,}5\ \text{L orina}} = 0{,}17\ \text{mol L}^{-1}$$

c) La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:

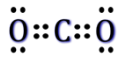


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



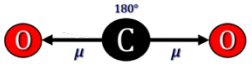
Como el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}47$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), los enlaces son polares, y, con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



d) Los átomos de carbono y de oxígeno presentan hibridación sp^2 ya que ambos se encuentran unidos por un doble enlace.

El átomo de nitrógeno presenta hibridación sp^3 ya que los enlaces que forman son sencillos.

e) De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

El equilibrio correspondiente a la ionización del amoniaco en disolución acuosa viene dado por la siguiente ecuación:

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

De acuerdo con la teoría de Brönsted, el NH_3 capta un protón y se comporta como base, mientras que, el H_2O cede un protón y se comporta como ácido.

El equilibrio correspondiente a la ionización del dióxido de carbono en disolución acuosa viene dado por la siguiente ecuación:

$$CO_2 + H_2O \leftrightarrows H_2CO_3 \leftrightarrows HCO_3^- + H_3O^+$$

De acuerdo con la teoría de Brönsted, el CO_2 (H_2CO_3) cede un protón y se comporta como ácido, mientras que, el H_2O capta un protón y se comporta como base.

(En Granada 2023 solo se pregunta el primer apartado).

4.12. El bromo se puede obtener en el laboratorio por reacción entre el bromuro de potasio, el ácido sulfúrico y el óxido de manganeso(IV), de acuerdo con la ecuación:

$$\mathbf{2\ KBr + MnO_2 + 3\ H_2SO_4 \rightarrow 2\ KHSO_4 + MnSO_4 + Br_2 + 2\ H_2O}$$

Calcule:

a) La cantidad, en gramos, de H_2SO_4 del 60,0 % de riqueza en peso que se necesita para obtener 60,0 g de Br_2.

b) Si se hacen reaccionar 6,372 g de KBr con 11,42 g de H_2SO_4 del 60,0 % de riqueza en peso, en presencia de exceso de dióxido de manganeso, demuestre cuál de los compuestos es el reactivo limitante.

(Cádiz 2007)

a) Relacionando Br_2 con H_2SO_4:

$$60{,}0\ g\ Br_2 \cdot \frac{1\ mol\ Br_2}{159{,}8\ g\ Br_2} \cdot \frac{3\ mol\ H_2SO_4}{1\ mol\ Br_2} \cdot \frac{98{,}1\ g\ H_2SO_4}{1\ mol\ H_2SO_4} = 111\ g\ H_2SO_4$$

Como se dispone de H_2SO_4 de riqueza 60,0 %:

$$111\ g\ H_2SO_4 \cdot \frac{100\ g\ H_2SO_4\ 60{,}0\ \%}{60{,}0\ g\ H_2SO_4} = 185\ g\ H_2SO_4\ 60{,}0\ \%$$

b) Al disponer de cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada de reactivo es:

$$6{,}372\ g\ KBr \cdot \frac{1\ mol\ KBr}{119{,}1\ g\ KBr} = 5{,}350 \cdot 10^{-2}\ mol\ KBr$$

$$11{,}42\ g\ H_2SO_4\ 60{,}0\ \% \cdot \frac{60{,}0\ g\ H_2SO_4}{100\ g\ H_2SO_4\ 60{,}0\ \%} \cdot \frac{1\ mol\ H_2SO_4}{98{,}1\ g\ H_2SO_4} = 6{,}98 \cdot 10^{-2}\ mol\ H_2SO_4$$

La relación molar que se obtiene es:

$$\frac{6{,}98 \cdot 10^{-2}\ mol\ H_2SO_4}{5{,}350 \cdot 10^{-2}\ mol\ KBr} = 1{,}30$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es menor que 3/2, quiere decir que sobra KBr, por lo que H_2SO_4 es el reactivo limitante.

4.13. Se dispone de 25 L de hidrógeno, medidos a 700 mmHg y 30 °C, y de 14 L de nitrógeno, medidos a 730 mmHg y 20 °C. Se hacen reaccionar ambos gases en las condiciones adecuadas.
a) Ajuste la reacción de síntesis y calcule la masa, en gramos, de amoniaco producido.
b) Si se supone que la reacción transcurre con un rendimiento del 100 %, calcule la cantidad en gramos de reactivo que no ha reaccionado.

(Castilla y León 2008)

a-b) La ecuación química ajustada correspondiente a la síntesis de NH_3 es:

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightarrow 2\ NH_3(g)$$

Al existir cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. Considerando comportamiento ideal, la cantidad de cada reactivo es:

$$n_{H_2} = \frac{700\ \text{mmHg} \cdot 25\ \text{L}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (30 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 0{,}93\ \text{mol}\ H_2$$

$$n_{N_2} = \frac{730\ \text{mmHg} \cdot 14\ \text{L}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (30 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 0{,}56\ \text{mol}\ N_2$$

La relación molar que se obtiene es:

$$\frac{0{,}93\ \text{mol}\ H_2}{0{,}56\ \text{mol}\ N_2} = 1{,}7$$

como la relación en la que se encuentran ambos reactivos es menor que 3, quiere decir que sobra N_2, por lo que el H_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de NH_3 que se forma.

Relacionando H_2 con NH_3:

$$0{,}93\ \text{mol}\ H_2 \cdot \frac{2\ \text{mol}\ NH_3}{3\ \text{mol}\ H_2} \cdot \frac{17{,}0\ \text{g}\ NH_3}{1\ \text{mol}\ NH_3} = 11\ \text{g}\ NH_3$$

Relacionando H_2 con N_2 se obtiene la cantidad en exceso de este reactivo:

$$0{,}93\ \text{mol}\ H_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ N_2}{3\ \text{mol}\ H_2} = 0{,}31\ \text{mol}\ N_2$$

$$0{,}56\ \text{mol}\ N_2\ (\text{inicial}) - 0{,}31\ \text{mol}\ N_2\ (\text{reaccionado}) = 0{,}25\ \text{mol}\ N_2\ (\text{exceso})$$

$$0{,}25\ \text{mol}\ N_2 \cdot \frac{28{,}0\ \text{g}\ N_2}{1\ \text{mol}\ N_2} = 7{,}0\ \text{g}\ N_2$$

4.14. El hidróxido de litio y el dióxido de carbono reaccionan entre sí para dar hidrogenocarbonato de litio (carbonato ácido de litio). Si se mezclan 50 g de hidróxido de litio con 50 g de dióxido de carbono:
a) Escriba y ajuste la reacción.
b) ¿Qué cantidad de hidrogenocarbonato de litio se obtendría?
c) Si se han obtenido 10,95 L de hidrogenocarbonato de litio medidos a 1 atm y 20 °C, ¿cuál será el rendimiento de la reacción?

(Canarias 2010)

a) La ecuación química ajustada es:

$$LiOH(aq) + CO_2(g) \rightarrow LiHCO_3(aq)$$

b) Al existir cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{l} 50\ g\ LiOH \cdot \dfrac{1\ mol\ LiOH}{24{,}0\ g\ LiOH} = 2{,}1\ mol\ LiOH \\ \\ 50\ g\ CO_2 \cdot \dfrac{1\ mol\ CO_2}{44{,}0\ g\ CO_2} = 1{,}1\ mol\ CO_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{2{,}1\ mol\ LiOH}{1{,}1\ mol\ CO_2} = 1{,}9$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es mayor que 1, quiere decir que sobra LiOH, por lo que CO_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de $LiHCO_3$ que se forma.

Relacionando CO_2 con $LiHCO_3$:

$$1{,}1\ mol\ CO_2 \cdot \frac{1\ mol\ LiHCO_3}{1\ mol\ CO_2} \cdot \frac{68{,}0\ g\ LiHCO_3}{1\ mol\ LiHCO_3} = 75\ g\ LiHCO_3$$

c) Este apartado no es posible resolverlo con los datos propuestos, ya que el $LiHCO_3$ a 20 °C y 1 atm no es una sustancia gaseosa.

4.15. A 10 mL de una disolución 0,30 M de sulfato de cromo(III), $Cr_2(SO_4)_3$, se le añaden 50 mL de cloruro de calcio, $CaCl_2$, 0,10 M para formar un precipitado de sulfato de calcio, $CaSO_4$.
a) Escriba la reacción que tiene lugar.
b) Calcule la masa, en gramos, de sulfato de calcio que se obtiene.
c) Determine la concentración de los iones que permanecen disueltos, suponiendo que los volúmenes son aditivos, después de tener lugar la reacción de precipitación.

(Castilla y León 2010)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $Cr_2(SO_4)_3$ y $CaCl_2$ es:

$$Cr_2(SO_4)_3(aq) + 3\ CaCl_2(aq) \rightarrow 2\ CrCl_3(aq) + 3\ CaSO_4(s)$$

b) Al disponer de cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{l} 10\ mL\ Cr_2(SO_4)_3\ 0{,}30\ M \cdot \dfrac{0{,}30\ mmol\ Cr_2(SO_4)_3}{1\ mL\ Cr_2(SO_4)_3\ 0{,}30\ M} = 3{,}0\ mmol\ Cr_2(SO_4)_3 \\ \\ 50\ mL\ CaCl_2\ 0{,}10\ M \cdot \dfrac{0{,}10\ mmol\ CaCl_2}{1\ mL\ CaCl_2\ 0{,}10\ M} = 5{,}0\ mmol\ CaCl_2 \end{array}\right\}$$

La relación molar que se obtiene es:

$$\frac{5{,}0\ mmol\ CaCl_2}{3{,}0\ mmol\ Cr_2(SO_4)_3} = 1{,}7$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es menor que 3, quiere decir que sobra $Cr_2(SO_4)_3$, por lo que $CaCl_2$ es el reactivo limitante que determina las cantidades de productos formados y la de $Cr_2(SO_4)_3$ sobrante:

$$5{,}0\ \text{mmol}\ CaCl_2 \cdot \frac{3\ \text{mmol}\ CaSO_4}{3\ \text{mmol}\ CaCl_2} \cdot \frac{136{,}1\ \text{mg}\ CaSO_4}{1\ \text{mmol}\ CaSO_4} \cdot \frac{1\ \text{g}\ CaSO_4}{10^3\ \text{mg}\ CaSO_4} = 0{,}68\ \text{g}\ CaSO_4$$

c) Relacionando $CaCl_2$ con $Cr_2(SO_4)_3$ se obtiene la cantidad de este que se consume y la que queda en disolución acuosa al final de la reacción son:

$$5{,}0\ \text{mmol}\ CaCl_2 \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ Cr_2(SO_4)_3}{3\ \text{mmol}\ CaCl_2} = 1{,}7\ \text{mmol}\ Cr_2(SO_4)_3\ \text{(gastado)}$$

$$3{,}0\ \text{mmol}\ Cr_2(SO_4)_3\ \text{(inicial)} - 1{,}7\ \text{mmol}\ Cr_2(SO_4)_3\ \text{(gastado)} = 1{,}3\ \text{mmol}\ Cr_2(SO_4)_3\ \text{(exceso)}$$

Relacionando $CaCl_2$ con $CrCl_3$:

$$5{,}0\ \text{mmol}\ CaCl_2 \cdot \frac{2\ \text{mmol}\ CrCl_3}{3\ \text{mmol}\ CaCl_2} = 3{,}3\ \text{mmol}\ CrCl_3$$

Las ecuaciones químicas correspondientes a la disolución de las sales que quedan al final de la reacción son:

$$CrCl_3(aq) \rightarrow Cr^{3+}(aq) + 3\ Cl^-(aq)$$

$$Cr_2(SO_4)_3(aq) \rightarrow 2\ Cr^{3+}(aq) + 3\ SO_4^{2-}(aq)$$

Considerando volúmenes aditivos, las concentraciones molares de estos iones son:

$$[SO_4^{2-}] = \frac{1{,}3\ \text{mmol}\ Cr_2(SO_4)_3}{(10+50)\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{3\ \text{mmol}\ SO_4^{2-}}{1\ \text{mmol}\ Cr_2(SO_4)_3} = 0{,}067\ \text{mol L}^{-1}$$

$$[Cl^-] = \frac{3{,}3\ \text{mmol}\ CrCl_3}{(10+50)\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{3\ \text{mmol}\ Cl^-}{1\ \text{mmol}\ CrCl_3} = 0{,}17\ \text{mol L}^{-1}$$

$$[Cr^{3+}] = \frac{1{,}3\ \text{mmol}\ Cr_2(SO_4)_3 \cdot \frac{2\ \text{mmol}\ Cr^{3+}}{1\ \text{mmol}\ Cr_2(SO_4)_3} + 3{,}3\ \text{mmol}\ CrCl_3 \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ Cr^{3+}}{1\ \text{mmol}\ CrCl_3}}{(10+50)\ \text{mL disolución}} = 0{,}10\ \text{mol L}^{-1}$$

4.16. La reacción de amoniaco (g) con dióxido de carbono (g) produce urea, $(NH_2)_2CO(s)$, y agua (l). Si en el proceso de obtención se hacen reaccionar 450 g de amoniaco con 800 g de dióxido de carbono:
a) Escriba la reacción ajustada.
b) ¿Cuál de los dos reactivos es el reactivo limitante?
c) Calcule la masa de urea que se formará.
d) ¿Qué masa de reactivo quedará sin reaccionar? ¿Qué volumen ocupará el reactivo en exceso, medido a la presión de 700 mmHg y 30 °C?

(Castilla y León 2012)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre CO_2 y NH_3 es:

$$CO_2(g) + 2\ NH_3(g) \rightarrow (NH_2)_2CO(s) + H_2O(l)$$

b) Al disponer de cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{l} 450\ \text{g}\ NH_3 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ NH_3}{17{,}0\ \text{g}\ NH_3} = 26{,}4\ \text{mol}\ NH_3 \\ 800\ \text{g}\ CO_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{g}\ CO_2} = 18{,}2\ \text{mol}\ CO_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{26{,}4\ \text{mol}\ NH_3}{18{,}2\ \text{mol}\ CO_2} = 1{,}45$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es menor que 2, quiere decir que queda CO_2 sin reaccionar, por lo que el NH_3 es el reactivo limitante que determina la cantidad de $(NH_2)_2CO$ formada.

c) Relacionando NH_3 con $(NH_2)_2CO$:

$$26{,}4\ \text{mol}\ NH_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ (NH_2)_2CO}{2\ \text{mol}\ NH_3} \cdot \frac{60{,}0\ \text{g}\ (NH_2)_2CO}{1\ \text{mol}\ (NH_2)_2CO} = 792\ \text{g}\ (NH_2)_2CO$$

d) Relacionando NH_3 con CO_2:

$$26{,}4\ \text{mol}\ NH_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{2\ \text{mol}\ NH_3} = 13{,}2\ \text{mol}\ CO_2\ \text{(reaccionado)}$$

La cantidad que queda sin reaccionar es:

$$18{,}2\ \text{mol}\ CO_2\ \text{(inicial)} - 13{,}2\ \text{mol}\ CO_2\ \text{(reaccionado)} = 5{,}00\ \text{mol}\ CO_2\ \text{(exceso)}$$

$$5{,}00\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 220\ \text{g}\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el CO_2 sobrante es:

$$V = \frac{(5{,}00\ \text{mol}\ CO_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (30 + 273{,}15)\ \text{K}}{700\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 135\ \text{L}\ CO_2$$

4.17. Los tioles son compuestos orgánicos que poseen un átomo de azufre unido a uno de hidrógeno y a una cadena hidrocarbonada R–SH. El primero de la serie es el metanotiol (CH_3SH) también conocido como mercaptano, un gas que tiene un olor fuerte desagradable. Debido precisamente a esa propiedad se añade al butano o metano (que son inodoros) para utilizarlo como advertencia de fuga. El mercaptano se produce de forma natural en la descomposición bacteriana de las proteínas, lo que ha propiciado su estudio como indicador de la degradación de los alimentos. Se sintetiza por la reacción entre el metanol y el sulfuro hidrógeno a 673 K, en presencia de un catalizador de acuerdo con la siguiente ecuación química:

$$CH_3OH(g) + H_2S(g) \rightarrow CH_3SH(g) + H_2O(g)$$

En un recipiente de 2,00 L de capacidad se introducen, a la temperatura de 673 K, ambos reactivos de modo que las presiones parciales en el momento de introducción del metanol y del sulfuro de hidrógeno son, respectivamente, 3,20 atm y 2,80 atm. Calcule:

a) La cantidad (en g) de metanotiol formado.

b) Las presiones parciales (en atm) de todos los compuestos presentes, así como la presión total en el recipiente si al finalizar la reacción la temperatura se eleva a 750 K. (Suponga un rendimiento del 100 %).

(Preselección Valencia 2018)

a) Al disponer de cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. Considerando comportamiento ideal, la cantidad de cada reactivo es:

$$\left.\begin{aligned} n &= \frac{3{,}20\ \text{atm} \cdot 2{,}00\ \text{L}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 673\ \text{K}} = 0{,}116\ \text{mol}\ CH_3OH \\ n &= \frac{2{,}80\ \text{atm} \cdot 2{,}00\ \text{L}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 673\ \text{K}} = 0{,}101\ \text{mol}\ H_2S \end{aligned}\right\} \rightarrow \frac{0{,}116\ \text{mol}\ CH_3OH}{0{,}101\ \text{mol}\ H_2S} = 1{,}15$$

Como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es mayor que 1, quiere decir que sobra CH_3OH, por lo que H_2S es el reactivo limitante que determina las cantidades de CH_3OH consumido y de CH_3SH y H_2O formados:

$$0{,}101\ \text{mol}\ H_2S \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_3OH}{1\ \text{mol}\ H_2S} = 0{,}101\ \text{mol}\ CH_3OH$$

$$0{,}116\ \text{mol}\ CH_3OH\ \text{(inicial)} - 0{,}101\ \text{mol}\ CH_3OH\ \text{(consumido)} = 0{,}0150\ \text{mol}\ CH_3OH\ \text{(exceso)}$$

Relacionando H_2S con CH_3SH:

$$0{,}101\ \text{mol}\ H_2S \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_3SH}{1\ \text{mol}\ H_2S} \cdot \frac{48{,}1\ \text{g}\ CH_3SH}{1\ \text{mol}\ CH_3SH} = 4{,}86\ \text{g}\ CH_3SH$$

b) Considerando comportamiento ideal, las presiones ejercidas por los gases existentes en el recipiente al finalizar la reacción a 750 K son:

$$p_{CH_3SH} = p_{H_2O} = \frac{0{,}101\ \text{mol} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 750\ \text{K}}{2{,}00\ \text{L}} = 3{,}11\ \text{atm}$$

$$p_{CH_3OH} = \frac{0{,}0150\ \text{mol} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 750\ \text{K}}{2{,}00\ \text{L}} = 0{,}461\ \text{atm}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión total de la mezcla es la suma de las presiones parciales de los componentes:

$$p_t = p_{CH_3SH} + p_{H_2O} + p_{CH_3OH} = (3{,}11 + 3{,}11 + 0{,}461)\ \text{atm} = 6{,}68\ \text{atm}$$

4.18. Un vaso de precipitados contiene 5,77 g de fósforo blanco y 5,77 g de oxígeno. La primera reacción que tiene lugar es la formación de óxido de fósforo(III), P_4O_6:

$P_4(s) + 3\ O_2(g) \rightarrow P_4O_6\ (s)$

Si hay suficiente oxígeno presente, este puede reaccionar además con el óxido de fósforo formado para producir óxido de fósforo(V), P_4O_{10}:

$P_4O_6(s) + 2\ O_2(g) \rightarrow P_4O_{10}(s)$

a) ¿Cuál es el reactivo limitante en cada una de las reacciones que tienen lugar?

b) ¿Cuál es la masa del óxido de fósforo(V) formado?

c) ¿Cuántos gramos y de qué reactivo permanecen en el vaso de precipitados sin reaccionar?

(Castilla y León 2018)

a) Al disponer de cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{l} 5{,}77\ \text{g}\ O_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ O_2}{16{,}0\ \text{g}\ O_2} = 0{,}180\ \text{mol}\ O_2 \\ 5{,}77\ \text{g}\ P_4 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ P_4}{124{,}0\ \text{g}\ P_4} = 0{,}0465\ \text{mol}\ P_4 \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{0{,}180\ \text{mol}\ O_2}{0{,}0465\ \text{mol}\ P_4} = 3{,}88$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es mayor que 3, quiere decir que queda O_2 sin reaccionar, por lo que el P_4 es el reactivo limitante que determina las cantidades que reaccionan y se obtienen.

Relacionando P_4 con O_2 se obtiene la cantidad que se consume:

$$0{,}0465\ \text{mol}\ P_4 \cdot \frac{3\ \text{mol}\ O_2}{1\ \text{mol}\ P_4} = 0{,}140\ \text{mol}\ O_2$$

Realizando un balance de materia de O_2 se obtiene la cantidad de este en exceso y que se emplea para la siguiente reacción:

$$0{,}180\ \text{mol}\ O_2\ (\text{inicial}) - 0{,}140\ \text{mol}\ O_2\ \text{(consumido)} = 0{,}0400\ \text{mol}\ O_2\ \text{(exceso)}$$

Relacionando P_4 con P_4O_6 se obtiene la cantidad de este se forma y que se emplea para la siguiente reacción:

$$0{,}0465\ \text{mol}\ P_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ P_4O_6}{1\ \text{mol}\ P_4} = 0{,}0465\ \text{mol}\ P_4O_6$$

La relación molar que se tiene para la segunda reacción es:

$$\frac{0{,}0400 \text{ mol } O_2}{0{,}0465 \text{ mol } P_4O_6} = 0{,}860$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es menor que 2, quiere decir que queda P_4O_6 sin reaccionar, por lo que el O_2 es el reactivo limitante que determina las cantidades que reaccionan y se obtienen.

b) Relacionando O_2 con P_4O_{10} se obtiene la cantidad de este se forma:

$$0{,}0400 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } P_4O_{10}}{2 \text{ mol } O_2} \cdot \frac{284{,}0 \text{ g } P_4O_{10}}{1 \text{ mol } P_4O_{10}} = 5{,}68 \text{ g } P_4O_{10}$$

c) Relacionando O_2 con P_4O_6 se obtiene la cantidad de este que se consume:

$$0{,}0400 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } P_4O_6}{2 \text{ mol } O_2} = 0{,}0200 \text{ mol } P_4O_6$$

Realizando un balance de materia de P_4O_6 se obtiene la cantidad de este que queda sin reaccionar:

$$0{,}0465 \text{ mol } P_4O_6 \text{ (inicial)} - 0{,}0200 \text{ mol } P_4O_6 \text{ (consumido)} = 0{,}0265 \text{ mol } P_4O_6 \text{ (exceso)}$$

$$0{,}0265 \text{ mol } P_4O_6 \cdot \frac{220{,}0 \text{ g } P_4O_6}{1 \text{ mol } P_4O_6} = 5{,}83 \text{ g } P_4O_6$$

4.19. El ácido sulfúrico concentrado, y en caliente, reacciona con el cobre formándose sulfato de cobre(II), dióxido de azufre y agua de acuerdo con la siguiente reacción ajustada:

$$2\ H_2SO_4(aq) + Cu(s) \rightarrow CuSO_4(aq) + SO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

Se hace reaccionar, en caliente, una muestra de 6,50 g de cobre de riqueza 95,0 % (en masa) con 15,0 mL de ácido sulfúrico densidad 1,77 g mL^{-1} y riqueza del 85,0 % (en masa). Calcule:

a) La cantidad, en gramos, de ácido sulfúrico puro que hay en 1,00 mL de ácido sulfúrico concentrado.

b) La cantidad, en gramos, de sulfato de cobre(II), $CuSO_4$, que se obtendrá.

c) El volumen, en litros, de $SO_2(g)$ producido medido a 85 °C y 1,2 atm.

(Preselección Valencia 2019)

a) La masa de H_2SO_4 contenida en un mL de disolución concentrada es:

$$1{,}00 \text{ mL } H_2SO_4 \text{ 85,0 \%} \cdot \frac{1{,}77 \text{ g } H_2SO_4 \text{ 85,0 \%}}{1{,}00 \text{ mL } H_2SO_4 \text{ 85,0 \%}} \cdot \frac{85{,}0 \text{ g } H_2SO_4}{100 \text{ g } H_2SO_4 \text{ 85,0 \%}} = 1{,}50 \text{ g } H_2SO_4$$

b) Al disponer de cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada reactivo es:

$$\left.\begin{aligned} 15{,}0 \text{ mL } H_2SO_4 \text{ 85,0 \%} \cdot \frac{1{,}50 \text{ g } H_2SO_4}{1 \text{ mL } H_2SO_4 \text{ 85,0 \%}} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98{,}1 \text{ g } H_2SO_4} &= 0{,}229 \text{ mol } H_2SO_4 \\ 6{,}50 \text{ g Cu 95,0 \%} \cdot \frac{95{,}0 \text{ g Cu}}{100 \text{ g Cu 95,0 \%}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63{,}5 \text{ g Cu}} &= 0{,}0972 \text{ mol Cu} \end{aligned}\right\}$$

La relación molar que se obtiene es:

$$\frac{0{,}229 \text{ mol } H_2SO_4}{0{,}0972 \text{ mol Cu}} = 2{,}36$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es mayor que 2, quiere decir que queda H_2SO_4 sin reaccionar, por lo que el Cu es el reactivo limitante que determina las cantidades que reaccionan y se obtienen.

Relacionando Cu con $CuSO_4$ se obtiene la cantidad de este que se obtiene:

$$0{,}0972 \text{ mol Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol } CuSO_4}{1 \text{ mol Cu}} \cdot \frac{159{,}6 \text{ g } CuSO_4}{1 \text{ mol } CuSO_4} = 15{,}5 \text{ g } CuSO_4$$

c) Relacionando Cu con SO_2:

$$0{,}0972 \text{ mol Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol } SO_2}{1 \text{ mol Cu}} = 1 \text{ mol } SO_2$$

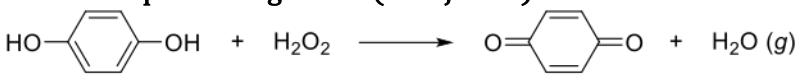
Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el SO_2 es:

$$V = \frac{(0{,}0972 \text{ mol } SO_2) \cdot (0{,}08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (85 + 273{,}15) \text{ K}}{1{,}2 \text{ atm}} = 0{,}29 \text{ L } SO_2$$

4.20. Los coleópteros, comúnmente conocidos como escarabajos, representan el orden de la clase de los insectos con más especies, con un total de unas 375.000. De hecho, se ha estimado que uno de cada diez animales vivos pertenece a este orden, lo que da una idea de su éxito. Este éxito se puede atribuir a su extraordinaria capacidad de adaptación natural, que les permite ocupar cualquier hábitat.

Una de las especies que más fascinación ha despertado es la de los escarabajos bombarderos o escopeteros (Brachinus crepitans), que poseen un sistema de defensa único frente a sus depredadores naturales. Al igual que otros artrópodos, estos insectos emplean para-benzoquinona ($C_6H_4O_2$) como agente irritante. Sin embargo, estos escarabajos son capaces de expulsarla desde su abdomen a una velocidad de unos 10 m s^{-1} y temperaturas de unos 150 °C, utilizando una reacción explosiva.

El escarabajo tiene dos pequeñas pre-cámaras separadas en su abdomen. En una de ellas, almacena una disolución de peróxido de hidrógeno (H_2O_2). En la otra, almacena una disolución de hidroquinona ($C_6H_6O_2$). Para activar el mecanismo de defensa, el escarabajo inyecta un pulso de cada disolución desde las pre-cámaras hacia una pequeña cámara de mezcla situada también en su abdomen, donde se produce la reacción química siguiente (sin ajustar):



a consecuencia de la cual el producto se eyecta al exterior del escarabajo en forma gaseosa, acompañado de una pequeña explosión. El escarabajo repite la operación de forma sucesiva unas 20 veces, por término medio. Recientemente, la investigadora C. Ortiz y sus colaboradores (véase Science, 348 (2015) 563) han determinado que un volumen de mezcla de 4,7 µL (la capacidad aproximada de la cámara de mezcla del abdomen del escarabajo), con una masa estimada de 5,5 µg, genera la correspondiente explosión a través de la reacción con una energía de $4{,}00 \cdot 10^{-3}$ J. La mezcla de reacción es una disolución acuosa que contiene un 10 % en masa de hidroquinona ($C_6H_6O_2$) y un 25 % en masa de peróxido de hidrógeno, y el rendimiento de la reacción es del 100 %.

a) Ajuste la reacción y calcule su entalpía, en kJ por mol de para-benzoquinona ($C_6H_4O_2$) producido.

b) Determine la densidad del producto dentro de la cámara de mezcla del escarabajo. ¿Cuál es la presión que soporta la cámara de mezcla antes de expulsar el gas al exterior?

c) Determine la densidad del producto eyectado, si se estima que ocupa un volumen de 5,0 cm^3.

d) Calcule la cantidad de para-benzoquinona ($C_6H_4O_2$) obtenida al repetir el escarabajo el proceso de eyección 20 veces.

e) Se ha pensado trasladar la reacción propuesta a un laboratorio, para producir la energía necesaria para satisfacer las necesidades eléctricas de una vivienda. ¿Qué cantidad de hidroquinona y de peróxido de hidrógeno se necesitaría para abastecer un consumo de 320 kWh?

(País Vasco 2019)

a) La ecuación química ajustada correspondiente al proceso propuesto es:

$$C_6H_6O_2 + H_2O_2(l) \rightarrow C_6H_4O_2 + 2\ H_2O(g)$$

Al existir cantidades de los dos reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{l} 5{,}5 \text{ µg mezcla} \cdot \dfrac{1 \text{ g mezcla}}{10^6 \text{ µg mezcla}} \cdot \dfrac{10 \text{ g } C_6H_6O_2}{100 \text{ g mezcla}} \cdot \dfrac{1 \text{ mol } C_6H_6O_2}{110 \text{ g } C_6H_6O_2} = 5{,}0 \cdot 10^{-9} \text{ mol } C_6H_6O_2 \\ \\ 5{,}5 \text{ µg mezcla} \cdot \dfrac{1 \text{ g mezcla}}{10^6 \text{ µg mezcla}} \cdot \dfrac{25 \text{ g } H_2O_2}{100 \text{ g mezcla}} \cdot \dfrac{1 \text{ mol } H_2O_2}{34{,}0 \text{ g } H_2O_2} = 4{,}0 \cdot 10^{-8} \text{ mol } H_2O_2 \end{array}\right\}$$

Se trata una reacción mol a mol en la que existen menos moles de $C_6H_6O_2$, por lo que esta sustancia es el reactivo limitante que determina la cantidad de calor desprendido y de productos formados.

Relacionando la cantidad de $C_6H_6O_2$ y el calor desprendido se obtiene la entalpía de la reacción:

$$\frac{-4{,}00\cdot10^{-3}\ \text{J}}{5{,}0\cdot10^{-9}\ \text{mol}\ C_6H_6O_2}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ C_6H_6O_2}{1\ \text{mol}\ C_6H_4O_2}\cdot\frac{1\ \text{kJ}}{10^3\ \text{J}} = -800\ \text{kJ mol}^{-1}$$

b) La densidad de la mezcla líquida en el interior de la cámara es:

$$\rho = \frac{5{,}5\ \mu\text{g mezcla}}{4{,}7\ \mu\text{L mezcla}} = 1{,}2\ \text{g L}^{-1}$$

La presión que existe en el interior de la cámara se debe a que como la reacción es explosiva todo lo que se encuentra en ella está en estado gaseoso.

▪ Los productos formados:

$$5{,}0\cdot10^{-9}\ \text{mol}\ C_6H_6O_2\cdot\frac{1\ \text{mol}\ C_6H_4O_2}{1\ \text{mol}\ C_6H_6O_2} = 5{,}0\cdot10^{-9}\ \text{mol}\ C_6H_4O_2$$

$$5{,}0\cdot10^{-9}\ \text{mol}\ C_6H_6O_2\cdot\frac{2\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ C_6H_6O_2} = 1{,}0\cdot10^{-8}\ \text{mol}\ H_2O$$

▪ El reactivo en exceso:

$$4{,}0\cdot10^{-8}\ \text{mol}\ H_2O_2 - \left(5{,}0\cdot10^{-9}\ \text{mol}\ C_6H_6O_2\cdot\frac{1\ \text{mol}\ H_2O_2}{1\ \text{mol}\ C_6H_6O_2}\right) = 3{,}5\cdot10^{-8}\ \text{mol}\ H_2O_2$$

▪ El 65 % de agua que contiene la mezcla reaccionante inicial:

$$n = (5{,}0\cdot10^{-9} + 1{,}0\cdot10^{-8} + 3{,}5\cdot10^{-8} + 2{,}0\cdot10^{-7}) = 2{,}5\cdot10^{-7}\ \text{mol}$$

Considerando comportamiento ideal, la presión es:

$$p = \frac{(2{,}5\cdot10^{-7}\ \text{mol})\cdot(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(150+273{,}15)\ \text{K}}{4{,}7\ \mu\text{L}}\cdot\frac{10^6\ \mu\text{L}}{1\ \text{L}} = 1{,}9\ \text{atm}$$

Considerando comportamiento ideal, la presión es:

$$p = \frac{(2{,}5\cdot10^{-7}\ \text{mol}\ H_2O)\cdot(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(150+273{,}15)\ \text{K}}{4{,}7\ \mu\text{L}}\cdot\frac{10^6\ \mu\text{L}}{1\ \text{L}} = 1{,}9\ \text{atm}$$

c) La densidad de la mezcla eyectada que corresponde a los productos formados, el reactivo sobrante y el agua de la mezcla inicial es:

$$\rho = \frac{5{,}5\ \mu\text{g mezcla}}{5{,}0\ \text{cm}^3\ \text{mezcla}}\cdot\frac{1\ \text{g}}{10^6\ \mu\text{g}} = 1{,}1\cdot10^{-6}\ \text{g cm}^{-3}$$

d) Relacionando $C_6H_6O_2$ con $C_6H_6O_2$ se obtiene la masa producto irritante formado:

$$5{,}0\cdot10^{-9}\ \text{mol}\ C_6H_6O_2\cdot\frac{1\ \text{mol}\ C_6H_4O_2}{1\ \text{mol}\ C_6H_6O_2}\cdot\frac{108{,}0\ \text{g}\ C_6H_4O_2}{1\ \text{mol}\ C_6H_4O_2}\cdot\frac{10^6\ \mu\text{g}\ C_6H_4O_2}{1\ \text{g}\ C_6H_4O_2} = 0{,}54\ \mu\text{g}\ C_6H_4O_2$$

La masa de sustancia eyectada después de 20 veces es:

$$20\cdot(0{,}54\ \mu\text{g}) = 1{,}1\ \mu\text{g}\ C_6H_4O_2$$

e) Relacionando la energía a producir con la entalpía de la reacción se obtiene la cantidad de sustancia que se necesita producir:

$$320\ \text{kWh}\cdot\frac{3{,}6\cdot10^6\ \text{J}}{1\ \text{kWh}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ C_6H_4O_2}{800\ \text{kJ}}\cdot\frac{1\ \text{kJ}}{10^3\ \text{J}} = 1{,}44\cdot10^3\ \text{mol}\ C_6H_4O_2$$

Relacionando el producto formado con cada reactivo se obtiene la cantidad de estos necesaria para producir esa cantidad de energía:

$$1{,}44{\cdot}10^3\ \text{mol}\ C_6H_4O_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_6H_6O_2}{1\ \text{mol}\ C_6H_4O_2} \cdot \frac{110{,}0\ \text{g}\ C_6H_6O_2}{1\ \text{mol}\ C_6H_6O_2} = 1{,}58{\cdot}10^5\ \text{g}\ C_6H_6O_2$$

$$1{,}44{\cdot}10^3\ \text{mol}\ C_6H_4O_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O_2}{1\ \text{mol}\ C_6H_4O_2} \cdot \frac{34{,}0\ \text{g}\ H_2O_2}{1\ \text{mol}\ H_2O_2} = 4{,}90{\cdot}10^4\ \text{g}\ H_2O_2$$

4.21. Cuando se hace reaccionar sulfito de sodio con ácido sulfúrico, se obtiene sulfato de sodio desprendiéndose dióxido de azufre. Se hacen reaccionar 200 mL de una disolución de sulfito de sodio de concentración 252 g L^{-1} con 200 mL de otra de ácido sulfúrico 1,50 M. Para la preparación de estas disoluciones se dispone en el laboratorio de sulfito de sodio comercial de 87,0 % de riqueza y, de ácido sulfúrico de densidad 1,84 g mL^{-1} y del 97,0 % de riqueza.
a) Indique cómo prepararía las disoluciones que reaccionan a partir de los compuestos de partida (sulfito de sodio comercial de 87,0 % de riqueza y de ácido sulfúrico de densidad 1,84 g mL^{-1} y del 97,0 % de riqueza).
b) Justifique cuál será el reactivo limitante y calcule la cantidad de reactivo que se encuentra en exceso.
c) ¿Qué volumen ocupará el dióxido de azufre desprendido si se recoge a 27 °C y 700 mmHg de presión?

(Granada 2020)

a) Preparación de la disolución de Na_2SO_3:

$$200\ \text{mL disolución} \cdot \frac{252\ \text{g}\ Na_2SO_3}{1\ \text{L disolución}} \cdot \frac{1\ \text{L disolución}}{10^3\ \text{mL disolución}} = 50{,}4\ \text{g}\ Na_2SO_3$$

Como se dispone de Na_2SO_3 de riqueza 87,0 %:

$$50{,}4\ \text{g}\ Na_2SO_3 \cdot \frac{100\ \text{g}\ Na_2SO_3\ 87{,}0\ \%}{87{,}0\ \text{g}\ Na_2SO_3} = 57{,}9\ \text{g}\ Na_2SO_3\ 87{,}0\ \%$$

▪ Preparación de la disolución de H_2SO_4:

$$200\ \text{mL disolución} \cdot \frac{1{,}50\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1\ \text{L disolución}} \cdot \frac{98{,}1\ \text{g}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4} \cdot \frac{1\ \text{L disolución}}{10^3\ \text{mL disolución}} = 29{,}4\ \text{g}\ H_2SO_4$$

Como se dispone de H_2SO_4 de riqueza 97,0 %:

$$29{,}4\ \text{g}\ H_2SO_4 \cdot \frac{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 87{,}0\ \%}{97{,}0\ \text{g}\ H_2SO_4} \cdot \frac{1\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 87{,}0\ \%}{1{,}84\ \text{g}\ H_2SO_4\ 87{,}0\ \%} = 16{,}5\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 97{,}0\ \%$$

b) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Na_2SO_3 y H_2SO_4 es:

$$Na_2SO_3(aq) + H_2SO_4(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + SO_2(g) + H_2O(l)$$

Al disponer de cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada reactivo es:

$$\left.\begin{aligned} 50{,}4\ \text{g}\ Na_2SO_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Na_2SO_3}{126{,}1\ \text{g}\ Na_2SO_3} &= 0{,}400\ \text{mol}\ Na_2SO_3 \\ 29{,}4\ \text{g}\ H_2SO_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}{98{,}1\ \text{g}\ H_2SO_4} &= 0{,}300\ \text{mol}\ H_2SO_4 \end{aligned}\right\} \rightarrow \frac{0{,}400\ \text{mol}\ Na_2SO_3}{0{,}300\ \text{mol}\ H_2SO_4} = 1{,}33$$

Como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es mayor que 1, quiere decir que queda sin reaccionar Na_2SO_3, y que el H_2SO_4 es el reactivo limitante que determina las cantidades de sustancias que reaccionan y se obtienen.

Relacionando H_2SO_4 y Na_2SO_3:

$$0{,}300\ \text{mol}\ H_2SO_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Na_2SO_3}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4} = 0{,}300\ \text{mol}\ Na_2SO_3$$

$$0{,}400\ \text{mol}\ Na_2SO_3\ (\text{inicial}) - 0{,}300\ \text{mol}\ Na_2SO_3\ (\text{gastado}) = 0{,}100\ \text{mol}\ Na_2SO_3\ (\text{exceso})$$

Como se dispone de una disolución de Na_2SO_3 de concentración 252 g L^{-1}, el volumen en exceso de la misma es:

$$0{,}100\ \text{mol}\ Na_2SO_3 \cdot \frac{126{,}1\ \text{g}\ Na_2SO_3}{1\ \text{mol}\ Na_2SO_3} \cdot \frac{1\ \text{L disolución}}{252\ \text{g}\ Na_2SO_3} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 50{,}0\ \text{mL disolución}$$

c) Relacionando H_2SO_4 y SO_2:

$$0{,}300\ \text{mol}\ H_2SO_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ SO_2}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4} = 0{,}300\ \text{mol}\ SO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}300\ \text{mol}\ SO_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15)\ \text{K}}{770\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 7{,}29\ \text{L}\ SO_2$$

4.22. Una empresa utiliza un proceso químico para obtener cloro. Para optimizar el proceso y reducir las emisiones contaminantes, están realizando una experiencia piloto en la que tratan 25,0 g de cloruro de sodio con 100,0 mL de ácido nítrico 3,86 M para obtener dicloro, nitrato de sodio, dióxido de nitrógeno y agua, según la ecuación química siguiente:

$2\ NaCl(aq) + 4\ HNO_3(aq) \rightarrow 2\ NaNO_3(aq) + 2\ NO_2(g) + Cl_2(g) + 2\ H_2O(l)$

Calcule:

a) La masa (en g) del reactivo en exceso que quedaría tras la reacción.

b) La masa (en g) de dicloro que se podría obtener.

c) El volumen (en litros) de dióxido de nitrógeno que se emitiría a la atmósfera en un día fresco en el que la temperatura sea de 15 °C y con una presión atmosférica de 730 mmHg.

d) El volumen de una disolución concentrada de ácido nítrico de densidad 1,415 g mL^{-1} y del 70,4 % de riqueza que habría que tomar para preparar la disolución que se indica al principio?

(Preselección Valencia 2020)

a) Al disponer de cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada reactivo es:

$$\left.\begin{aligned} 25{,}0\ \text{g NaCl} \cdot \frac{1\ \text{mol NaCl}}{58{,}5\ \text{g NaCl}} &= 0{,}427\ \text{mol NaCl} \\ 100\ \text{mL}\ HNO_3\ 3{,}86\ \text{M} \cdot \frac{3{,}86\ \text{mol}\ HNO_3}{10^3\ \text{mL}\ HNO_3\ 3{,}86\ \text{M}} &= 0{,}386\ \text{mol}\ HNO_3 \end{aligned}\right\} \rightarrow \frac{0{,}386\ \text{mol}\ HNO_3}{0{,}427\ \text{mol NaCl}} = 0{,}903$$

Como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es menor que 2, quiere decir que sobra NaCl que queda sin reaccionar, y que el HNO_3 es el reactivo limitante que determina las cantidades de sustancias que reaccionan y se obtienen.

Relacionando HNO_3 y NaCl:

$$0{,}386\ \text{mol}\ HNO_3 \cdot \frac{2\ \text{mol NaCl}}{4\ \text{mol}\ HNO_3} \cdot \frac{58{,}5\ \text{g NaCl}}{1\ \text{mol NaCl}} = 11{,}3\ \text{g NaCl (gastado)}$$

$$25{,}0\ \text{g NaCl (inicial)} - 11{,}3\ \text{g NaCl (gastado)} = 13{,}7\ \text{g NaCl (exceso)}$$

b) Relacionando HNO_3 y Cl_2:

$$0{,}386\ \text{mol}\ HNO_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Cl_2}{4\ \text{mol}\ HNO_3} \cdot \frac{71{,}0\ \text{g}\ Cl_2}{1\ \text{mol}\ Cl_2} = 6{,}85\ \text{g}\ Cl_2$$

c) Relacionando HNO_3 y NO_2:

$$0{,}386\ \text{mol}\ HNO_3 \cdot \frac{2\ \text{mol}\ NO_2}{4\ \text{mol}\ HNO_3} = 0{,}193\ \text{mol}\ NO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el NO_2 es:

$$V = \frac{(0{,}193\ \text{mol}\ NO_2)\cdot(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(15+273{,}15)\ \text{K}}{730\ \text{mmHg}}\cdot\frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 4{,}75\ \text{L}\ NO_2$$

d) Relacionando el HNO_3 utilizado con la disolución comercial:

$$0{,}386\ \text{mol}\ HNO_3\cdot\frac{63{,}0\ \text{g}\ HNO_3}{1\ \text{mol}\ HNO_3}\cdot\frac{100\ \text{g}\ HNO_3\ 70{,}4\ \%}{70{,}4\ \text{g}\ HNO_3}\cdot\frac{1\ \text{mL}\ HNO_3\ 70{,}4\ \%}{1{,}415\ \text{g}\ HNO_3\ 70{,}4\ \%} = 24{,}4\ \text{mL}\ HNO_3\ 70{,}4\ \%$$

4.23. Una de las tareas de Aigor, el fiel e inepto ayudante del profesor Sergei Deveraux, es la limpieza e higiene de todas las dependencias del laboratorio del profesor. En la última revisión que el profesor hizo de la labor de Aigor, este sufrió una doble amonestación: la primera fue leve, debido a que la limpieza de los aseos dejaba mucho que desear, mientras que la segunda fue grave ya que el método de limpieza empleado por Aigor ponía en peligro su vida.



Cuando Aigor sufrió la primera amonestación se fue pitando hacia el almacén de los productos de limpieza y de entre todo lo que había eligió dos cosas: "salfumán" (ácido clorhídrico concentrado) para eliminar las incrustaciones calcáreas de los urinarios y "lejía" (disolución de hipoclorito de sodio) para desinfectar. Vertió sobre los urinarios el salfumán y seguidamente la lejía, el resultado fue el desprendimiento espontáneo de cloro gaseoso que se tragó casi en su totalidad y que se formó de acuerdo con la siguiente ecuación química no ajustada:

$$HCl(aq) + NaClO(aq) \rightarrow Cl_2(g) + NaCl(aq) + H_2O(l)$$

La becaria Pepita Borderline, que estaba cerca, pudo oír el ataque de tos que sufrió Aigor y llamó rápidamente al técnico de laboratorio Manolo von Vortex, que le hizo el boca a boca a través de la mascarilla FFP2 y le salvó de una muerte segura. Cuando Aigor estuvo repuesto sufrió la segunda amonestación en la que se le recomendaba que nunca mezclara los productos de limpieza.

Si Aigor mezcló 500 mL de salfumán (densidad, $\rho = 1{,}12\ \text{g·cm}^{-3}$) con una riqueza del 24,0 % con 2,00 kg de lejía de concentración 4,90 % (ambas en masa), calcule:

a) ¿Qué volumen de dicloro, medido a 20,0 °C y 755 mmHg, se liberó en la reacción?

b) ¿Qué cantidad, en gramos, de uno de los productos de limpieza de uno de los dos reactivos faltaba para que ambos estuvieran en proporción estequiométrica?

El ion hipoclorito que contiene la lejía es el anión del ácido hipocloroso, un ácido débil. Para este ácido:

c) Escriba su fórmula, su estructura de Lewis y justifique cuál es su geometría molecular.

d) Justifique cómo será el pH de las disoluciones acuosas de NaClO (lejía).

(Valencia 2022)

La ecuación química correspondiente a la reacción es:

$$2\ HCl(aq) + NaClO(aq) \rightarrow Cl_2(g) + NaCl(aq) + H_2O(l)$$

Como se proporcionan cantidades de ambos reactivos, para poder calcular el volumen de cloro desprendido es necesario determinar previamente cuál es el reactivo limitante de la reacción.

Con las cantidades utilizadas de los dos reactivos se calcula la relación molar existente entre ellos:

$$500\ \text{mL HCl}\ 24{,}0\ \%\cdot\frac{1{,}12\ \text{g HCl}\ 24{,}0\ \%}{1\ \text{mL HCl}\ 24{,}0\ \%}\cdot\frac{24{,}0\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl}\ 24{,}0\ \%}\frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}} = 3{,}68\ \text{mol HCl}$$

$$2{,}00\ \text{kg NaClO}\ 4{,}90\ \%\cdot\frac{10^3\ \text{g NaClO}\ 4{,}90\ \%}{1\ \text{kg NaClO}\ 4{,}90\ \%}\cdot\frac{4{,}90\ \text{g NaClO}}{100\ \text{g NaClO}\ 4{,}90\ \%}\cdot\frac{1\ \text{mol NaClO}}{74{,}5\ \text{g NaClO}} = 1{,}32\ \text{mol NaClO}$$

La relación molar es:

$$\frac{3{,}68\ \text{mol HCl}}{1{,}32\ \text{mol NaClO}} = 2{,}79$$

Como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es mayor que 2, quiere decir que sobra HCl, por lo que el reactivo limitante es NaClO.

Todos los cálculos que se realicen a partir de este momento se han de hacer con la cantidad de reactivo limitante.

a) Relacionando NaClO con Cl_2:

$$1{,}32\ \text{mol NaClO} \cdot \frac{1\ \text{mol Cl}_2}{1\ \text{mol NaClO}} = 1{,}32\ \text{mol Cl}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{1{,}32\ \text{mol} \cdot (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1}) \cdot (20+273{,}15)\ \text{K}}{755\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 31{,}8\ \text{L Cl}_2$$

b) Para conocer la cantidad que falta de NaClO se relaciona este con el HCl:

$$3{,}68\ \text{mol HCl} \cdot \frac{1\ \text{mol NaClO}}{2\ \text{mol HCl}} = 1{,}84\ \text{mol NaClO}$$

$$1{,}84\ \text{mol NaClO (necesario)} - 1{,}32\ \text{mol NaClO (disponible)} = 0{,}520\ \text{mol NaClO (falta)}$$

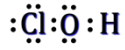
Como se trata de disolución de riqueza 4,90 % (lejía):

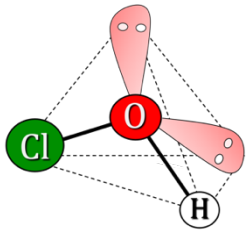
$$0{,}520\ \text{mol NaClO} \cdot \frac{74{,}5\ \text{g NaClO}}{1\ \text{mol NaClO}} \cdot \frac{100\ \text{g NaClO 4,90 \%}}{4{,}90\ \text{g NaClO}} = 791\ \text{g NaClO 4,90 \%}$$

c) La fórmula del ácido hipocloroso es HClO, otros nombres posibles son:

- nomenclatura de adición: hidróxidocloro o
- nomenclatura de hidrógeno: hidrogeno(monoxidoclorato)

La estructura de Lewis de la molécula de ácido hipocloroso es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HClO es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

▪ El hipoclorito de sodio, NaClO, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$\text{NaClO(aq)} \rightarrow \text{ClO}^-\text{(aq)} + \text{Na}^+\text{(aq)}$$

El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

El ion ClO^- es la base conjugada del ácido débil HClO y se hidroliza según la ecuación:

$$\text{ClO}^-\text{(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} \leftrightarrows \text{HClO(aq)} + \text{OH}^-\text{(aq)}$$

Como se observa, se producen iones OH^-, por lo que la disolución es básica y tiene pH > 7.

4.24. El volcán de Cumbre Vieja, en la isla canaria de La Palma, entró en erupción el 19 de septiembre de 2021 y estuvo emitiendo a la atmósfera dióxido de azufre y dióxido de carbono, a razón de 4.522 y 1.958 toneladas diarias, respectivamente.



a) Si suponemos que el 5,00 % del SO_2 emitido se queda en la zona baja de la atmósfera situada sobre la isla de La Palma, la cual ocupa un volumen aproximado de unos $7{,}1\cdot10^{12}$ m^3, calcule la concentración de SO_2 acumulado en esa zona a lo largo de un día debido al volcán y comprobar si supera la cantidad máxima recomendada por la OMS, que es de 20 $\mu g/m^3$.

b) Si para eliminar el CO_2 expulsado en un día, mezclásemos dicha cantidad con 42.000 m^3 de disolución de NaOH 2,50 M para que se produjese la reacción que genera carbonato de sodio y agua, ¿cuál sería el reactivo limitante? ¿Qué cantidad (en t) de carbonato de sodio obtendríamos?

Aparte de los gases, durante las tres primeras semanas el volcán expulsó, según mediciones por satélite, unos 60 millones de metros cúbicos de lava. Cuando la lava llega al mar, es necesario extremar las precauciones debido a la formación de gases peligrosos para la salud, como, por ejemplo, cloruro de hidrógeno. Una de las reacciones que se han propuesto para explicar este fenómeno es la que tiene lugar entre la sílice (SiO_2) contenida en la lava, la sal del agua del mar y el vapor de agua generado, de acuerdo con la ecuación (no ajustada):

$$SiO_2 + NaCl + H_2O \rightarrow Na_2Si_2O_5 + HCl$$

c) Suponiendo que la lava emitida tenía una densidad media de unos 3,10 g cm^{-3} y que, al ser de tipo basáltico, contenía solo un 40,0 % de sílice, calcule el volumen (en litros) de cloruro de hidrógeno producido durante esas tres semanas, medido a 600 °C y 3,00 atm de presión, teniendo en cuenta que podríamos estimar que solo llegó al mar un 8,00 % de la lava expulsada por el volcán en ese tiempo.

(Preselección Valencia 2022)

a) La concentración de SO_2 en la atmósfera es:

$$\frac{4.522\ t\ SO_2}{7{,}1\cdot10^{12}\ m^3}\cdot\frac{5{,}00\ t\ SO_2\ (zona\ baja)}{100\ t\ SO_2\ (total)}\cdot\frac{10^{12}\ \mu g\ SO_2}{1\ t\ SO_2}=32\ \mu g/m^3$$

Esa cantidad supera la cantidad máxima recomendada por la OMS.

b) El número de moles de CO_2 emitidos por día es:

$$1.958\ t\ CO_2\cdot\frac{10^6\ g\ CO_2}{1\ t\ CO_2}\cdot\frac{1\ mol\ CO_2}{44{,}0\ g\ CO_2}=4{,}45\cdot10^7\ mol\ CO_2$$

El número de moles de NaOH contenidos en la disolución es:

$$42.000\ m^3\ NaOH\ 2{,}50\ M\cdot\frac{10^3\ L\ NaOH\ 2{,}50\ M}{1\ m^3\ NaOH\ 2{,}50\ M}\cdot\frac{2{,}50\ mol\ NaOH}{1\ L\ NaOH\ 2{,}50\ M}=1{,}05\cdot10^8\ mol\ NaOH$$

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y CO_2 es:

$$CO_2(g) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow Na_2CO_3(aq) + H_2O(l)$$

Al disponer de cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada reactivo es:

$$\frac{1{,}05\cdot10^8\ mol\ NaOH}{4{,}45\cdot10^7\ mol\ CO_2}=2{,}36$$

Como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es mayor que 2, quiere decir que sobra NaOH que queda sin reaccionar, y que el CO_2 es el reactivo limitante que determina las cantidades de sustancias que reaccionan y se obtienen.

Relacionando CO_2 y Na_2CO_3:

$$4{,}45{\cdot}10^{7}\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Na_2CO_3}{1\ \text{mol}\ CO_2} \cdot \frac{106{,}0\ \text{g NaCl}}{1\ \text{mol}\ Na_2CO_3} \cdot \frac{1\ \text{t}\ Na_2CO_3}{10^{6}\ \text{g}\ Na_2CO_3} = 4{,}18{\cdot}10^{3}\ \text{t}\ Na_2CO_3$$

c) La masa de lava que llega al mar es:

$$60.000\ \text{m}^3\ \text{lava} \cdot \frac{10^{6}\ \text{cm}^3\ \text{lava}}{1\ \text{m}^3\ \text{lava}} \cdot \frac{3{,}10\ \text{g lava}}{1\ \text{cm}^3\ \text{lava}} \cdot \frac{8{,}00\ \text{g lava (mar)}}{100\ \text{g lava (total)}} = 1{,}49{\cdot}10^{13}\ \text{g lava}$$

La cantidad de SiO_2 contenida en la lava es:

$$1{,}49{\cdot}10^{13}\ \text{g lava} \cdot \frac{40{,}0\ \text{g}\ SiO_2}{100\ \text{g lava}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ SiO_2}{60{,}0\ \text{g}\ SiO_2} = 9{,}92{\cdot}10^{10}\ \text{mol}\ SiO_2$$

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de formación del HCl a partir de la lava es:

$$2\ SiO_2(s) + 2\ NaCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow Na_2Si_2O_5(aq) + 2\ HCl(g)$$

Relacionando SiO_2 con HCl:

$$9{,}92{\cdot}10^{10}\ \text{mol}\ SiO_2 \cdot \frac{2\ \text{mol HCl}}{2\ \text{mol}\ SiO_2} = 9{,}92{\cdot}10^{10}\ \text{mol HCl}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el HCl es:

$$V = \frac{(9{,}92{\cdot}10^{10}\ \text{mol HCl}) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (600 + 273{,}15)\ \text{K}}{3{,}00\ \text{atm}} = 2{,}37{\cdot}10^{7}\ \text{L HCl}$$

4.25. Chu-Lin, acaudalado comerciante chino, quiere festejar la entrada del año del conejo con fuegos artificiales, trabajo que encarga a su sobrino Kun-Tao, buen estudiante de Química. Kun-Tao sabe que la composición (en masa) de la pólvora clásica utilizada en pirotecnia es de un 75 % de nitrato de potasio, 15 % de carbono y 10 % de azufre, y que, al quemarse, libera aproximadamente 1.300 J, en forma de calor por cada gramo de reactivo. Sabe, además, que puede obtener un precioso color amarillo (longitud de onda 600 nm, energía asociada $33{,}13{\cdot}10^{-20}$ J) si añade una sal de sodio (por ejemplo, cloruro de sodio) a la pólvora cuando se produce la explosión de la mezcla. Kun-Tao quiere explicarle a su tío algunos pormenores de lo que sucede desde el punto de vista químico:
a) Escriba y ajuste la reacción entre los componentes de la pólvora sabiendo que se producen sulfuro de potasio (s), nitrógeno (g) y dióxido de carbono (g).
b) Calcule el número de moles de nitrato de potasio, carbono y azufre que hay en un gramo de pólvora pirotécnica.
c) Calcule la presión que se generará al reaccionar 10 g de pólvora en un recipiente de 20 mL a 25 °C (considere que el reactivo limitante es el azufre).
d) Dando por bueno que cada átomo de sodio emite un solo fotón, y que toda la energía liberada en la reacción se invierte en la excitación previa a la emisión de luz, calcule los gramos de pólvora y de cloruro sodio necesarios para que se emitan 0,100 mol de fotones.

(Murcia 2023)

a) Considerando que la reacción de explosión de la pólvora negra es una reacción de oxidación-reducción en la que el nitrato de potasio, KNO_3, es la especie oxidante y C y S son las especies reductoras. La ecuación química ajustada correspondiente a esta reacción es:

$$3\ C(s) + S(s) + 2\ KNO_3(s) \rightarrow 3\ CO_2(g) + K_2S(s) + N_2(g)$$

b) Considerando la composición propuesta, la cantidad de cada reactivo por gramo de pólvora es

$$1{,}0\ \text{g pólvora} \cdot \frac{15\ \text{g C}}{100\ \text{g pólvora}} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}} = 1{,}3{\cdot}10^{-2}\ \text{mol C}$$

$$1{,}0\ \text{g pólvora} \cdot \frac{10\ \text{g S}}{100\ \text{g pólvora}} \cdot \frac{1\ \text{mol S}}{32{,}1\ \text{g S}} = 3{,}1{\cdot}10^{-3}\ \text{mol S}$$

$$1{,}0\text{ g pólvora}\cdot\frac{75\text{ g }KNO_3}{100\text{ g pólvora}}\cdot\frac{1\text{ mol }KNO_3}{101{,}1\text{ g }KNO_3}=7{,}4\cdot10^{-3}\text{ mol }KNO_3$$

c) Al existir cantidades de los tres reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. Estudiando las respectivas relaciones molares:

$$\frac{1{,}3\cdot10^{-2}\text{ mol C}}{7{,}4\cdot10^{-3}\text{ }KNO_3}=1{,}8>\frac{3}{2}\quad\rightarrow\quad\text{sobra C, luego el limitante es }KNO_3$$

$$\frac{7{,}4\cdot10^{-3}\text{ }KNO_3}{3{,}1\cdot10^{-3}\text{ mol S}}=2{,}4>2\quad\rightarrow\quad\text{sobra }KNO_3\text{, luego el limitante es S}$$

$$\frac{1{,}3\cdot10^{-2}\text{ mol C}}{3{,}1\cdot10^{-3}\text{ mol S}}=4{,}2>3\quad\rightarrow\quad\text{sobra C, luego el limitante es S}$$

de las anteriores relaciones se deduce que se gasta todo el S, que es el reactivo limitante y que determina la cantidad de gases que se obtiene.

Relacionando S con los gases formados:

$$10\text{ g pólvora}\cdot\frac{3{,}1\cdot10^{-3}\text{ mol S}}{1{,}0\text{ g pólvora}}\cdot\frac{4\text{ mol gas}}{1\text{ mol S}}=0{,}12\text{ mol gas}$$

Considerando comportamiento ideal, la presión que ejercen los gases formados en el interior del recipiente es:

$$p=\frac{(0{,}12\text{ mol})\cdot(0{,}08206\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1})\cdot(25+273{,}15)\text{ K}}{20\text{ mL}}\cdot\frac{10^3\text{ mL}}{1\text{ L}}=152\text{ atm}$$

d) Relacionando los fotones con la energía y la pólvora:

$$0{,}100\text{ mol fotones}\cdot\frac{6{,}022\cdot10^{23}\text{ fotones}}{1\text{ mol fotones}}\cdot\frac{33{,}13\cdot10^{-20}\text{ J}}{1\text{ fotón}}\cdot\frac{1{,}00\text{ g pólvora}}{1.300\text{ J}}=15{,}3\text{ g pólvora}$$

Relacionando los fotones con Na y NaCl:

$$0{,}100\text{ mol fotones}\cdot\frac{1\text{ mol Na}}{1\text{ mol fotones}}\cdot\frac{1\text{ mol NaCl}}{1\text{ mol Na}}\cdot\frac{58{,}5\text{ g NaCl}}{1\text{ mol NaCl}}=5{,}85\text{ g NaCl}$$

4.26. El químico alemán Friedrich Wöhler descubrió que el carburo de calcio reacciona con agua formando acetileno (nombre común del etino), C_2H_2, e hidróxido de calcio, según la reacción no ajustada siguiente:

$CaC_2(s) + H_2O(l) \rightarrow C_2H_2(g) + Ca(OH)_2(s)$



El acetileno formado se utilizaba en las lámparas de carburo que utilizaban los mineros para iluminar las galerías mineras.

a) En un experimento se hacen reaccionar 2,00 g de CaC_2, de una pureza del 100 %, con 1,00 g de agua. Calcule cuántos gramos de $Ca(OH)_2$ se producirán.

b) Calcule cuántos gramos de carburo de calcio serían necesarios para obtener 2,00 L de acetileno medidos a 35,0 °C y 750 mmHg de presión.

Llega al laboratorio de análisis una muestra de carburo de calcio impuro. Para determinar su pureza, se toma una muestra de 0,752 g a la que se añade un exceso de agua. Después de que todo el carburo de calcio reaccione, se añade agua hasta un volumen de disolución de 50,0 cm^3. Se toma una muestra de 20,0 cm^3 y se valora frente a una disolución de ácido clorhídrico 0,250 mol L^{-1}. Para neutralizar la muestra se utilizan 34,6 cm^3 de dicha disolución.

c) Calcule la pureza del carburo de calcio en %.

(Preselección Valencia 2023)

La ecuación química correspondiente a la reacción química entre CaC_2 y H_2O es:

$$CaC_2(s) + 2\ H_2O(l) \rightarrow C_2H_2(g) + Ca(OH)_2(aq)$$

a) Al disponer de cantidades de ambos reactivos se debe determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. El número de moles de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{l} 1{,}00\ \text{g}\ H_2O \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} = 0{,}0556\ \text{mol}\ H_2O \\ 2{,}00\ \text{g}\ CaC_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ CaC_2}{64{,}1\ \text{g}\ CaC_2} = 0{,}0312\ \text{mol}\ CaC_2 \end{array}\right\} \rightarrow \frac{0{,}0556\ \text{mol}\ H_2O}{0{,}0312\ \text{mol}\ CaC_2} = 1{,}78$$

como la relación molar obtenida es menor que 2 quiere decir que queda CaC_2 sin reaccionar, por lo que el H_2O es el reactivo limitante que determina la cantidad de $Ca(OH)_2$ que se obtiene.

Relacionando H_2O con $Ca(OH)_2$:

$$0{,}0556\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Ca(OH)_2}{2\ \text{mol}\ H_2O} \cdot \frac{74{,}1\ \text{g}\ Ca(OH)_2}{1\ \text{mol}\ Ca(OH)_2} = 2{,}06\ \text{g}\ Ca(OH)_2$$

b) Considerando comportamiento ideal, la cantidad de gas a obtener es:

$$n = \frac{750\ \text{mmHg} \cdot 2{,}00\ \text{L}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (35{,}0 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 0{,}0781\ \text{mol}\ C_2H_2$$

Relacionando C_2H_2 con CaC_2:

$$0{,}0781\ \text{mol}\ C_2H_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CaC_2}{1\ \text{mol}\ C_2H_2} \cdot \frac{64{,}1\ \text{g}\ CaC_2}{1\ \text{mol}\ CaC_2} = 5{,}00\ \text{g}\ CaC_2$$

c) La ecuación química correspondiente a la reacción química entre $Ca(OH)_2$ y HCl es:

$$Ca(OH)_2(aq) + 2\ HC(aq) \rightarrow CaCl_2(aq) + 2\ H_2O(l)$$

Relacionando HCl con $Ca(OH)_2$ en la alíquota:

$$34{,}6\ \text{mL HCl 0,250 M} \cdot \frac{0{,}250\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 0,250 M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ Ca(OH)_2}{2\ \text{mmol HCl}} = 4{,}33\ \text{mmol}\ Ca(OH)_2$$

Relacionando HCl con $Ca(OH)_2$ en la alíquota:

$$10{,}8\ \text{mmol}\ Ca(OH)_2 \cdot \frac{4{,}33\ \text{mmol}\ Ca(OH)_2}{20{,}0\ \text{mL disolución}} = 10{,}8\ \text{mmol}\ Ca(OH)_2$$

Relacionando $Ca(OH)_2$ con CaC_2:

$$10{,}8\ \text{mmol}\ Ca(OH)_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Ca(OH)_2}{10^3\ \text{mmol}\ Ca(OH)_2} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CaC_2}{1\ \text{mol}\ Ca(OH)_2} \cdot \frac{64{,}1\ \text{g}\ CaC_2}{1\ \text{mol}\ CaC_2} = 0{,}692\ \text{g}\ CaC_2$$

Relacionando CaC_2 con la muestra se obtiene la riqueza de la misma:

$$\frac{0{,}692\ \text{g}\ CaC_2}{0{,}752\ \text{g muestra}} \cdot 100 = 92{,}1\ \%\ CaC_2$$

5. RENDIMIENTO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

1.1. Se tratan 50 kg de caliza del 78 % de riqueza en carbonato de calcio con 20,0 L de una disolución de ácido clorhídrico preparada al 37,0 % en masa, cuya densidad es 1,19 g cm^{-3}. Calcule:
a) El volumen de dióxido de carbono formado en condiciones estándar.
b) El número de moléculas y átomos de cada clase, contenidos en ese volumen.
c) La masa de cloruro de calcio formado si el rendimiento fuera del 69,0 %.

(Asturias 1997)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y $CaCO_3$ es:

$$2\ HCl(aq) + CaCO_3(s) \rightarrow CaCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

Al disponer de cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada reactivo es:

$$50{,}0\ kg\ caliza \cdot \frac{10^3\ g\ caliza}{1\ kg\ caliza} \cdot \frac{78{,}0\ g\ CaCO_3}{100\ g\ caliza} \cdot \frac{1\ mol\ CaCO_3}{100{,}1\ g\ CaCO_3} = 390\ mol\ CaCO_3$$

$$20{,}0\ L\ HCl\ 37{,}0\ \% \cdot \frac{10^3\ mL\ HCl\ 37{,}0\ \%}{1\ L\ HCl\ 37{,}0\ \%} \cdot \frac{1{,}19\ g\ HCl\ 37{,}0\ \%}{1\ mL\ HCl\ 37{,}0\ \%} \cdot \frac{37{,}0\ g\ HCl}{100\ g\ HCl\ 37{,}0\ \%} \cdot \frac{1\ mol\ HCl}{36{,}5\ g\ HCl} = 241\ mol\ HCl$$

La relación molar que se obtiene es:

$$\frac{241\ mol\ HCl}{390\ mol\ CaCO_3} = 0{,}619$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es menor que 2, quiere decir que queda $CaCO_3$ sin reaccionar, por lo que el HCl es el reactivo limitante que determina las cantidad de CO_2 y $CaCl_2$ que se obtienen.

$$241\ mol\ HCl \cdot \frac{1\ mol\ CO_2}{2\ mol\ HCl} = 121\ mol\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(121\ mol\ CO_2) \cdot (0{,}08206\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ K}{1\ atm} = 2{,}95{\cdot}10^3\ L\ CO_2$$

b) El número de moléculas y átomos contenidos en el volumen anterior es:

$$121\ mol\ CO_2 \cdot \frac{6{,}022{\cdot}10^{23}\ moléculas\ CO_2}{1\ mol\ CO_2} = 7{,}26{\cdot}10^{25}\ moléculas\ CO_2$$

$$121\ mol\ CO_2 \cdot \frac{1\ mol\ C}{1\ mol\ CO_2} \cdot \frac{6{,}022{\cdot}10^{23}\ átomos\ C}{1\ mol\ C} = 7{,}26{\cdot}10^{25}\ átomos\ C$$

$$121\ mol\ CO_2 \cdot \frac{2\ mol\ O}{1\ mol\ CO_2} \cdot \frac{6{,}022{\cdot}10^{23}\ átomos\ O}{1\ molO} = 1{,}45{\cdot}10^{26}\ átomos\ O$$

c) La cantidad de $CaCl_2$ que se obtiene considerando un rendimiento del 69 % es:

$$241\ mol\ HCl \cdot \frac{1\ mol\ CaCl_2}{2\ mol\ HCl} \cdot \frac{111{,}1\ g\ CaCl_2}{1\ mol\ CaCl_2} \cdot \frac{69{,}0\ g\ CaCl_2\ (real)}{100\ g\ CaCl_2\ (teórico)} = 9{,}25{\cdot}10^4\ g\ CaCl_2$$

1.2. Por la acción del agua sobre el carburo de aluminio, Al_4C_3, se obtienen metano e hidróxido de aluminio. Si se parte de 3,2 g de carburo de aluminio del 91,3 % de riqueza, calcule el volumen de metano que se obtiene, recogido sobre agua a 16 °C y 736 mmHg, suponiendo una pérdida de gas del 1,8 %.
(Dato. Presión de vapor del agua a 16 °C = 13,6 mmHg).

(Valencia 1998)

La ecuación química correspondiente a la reacción química entre Al_4C_3 y H_2O es:

$$Al_4C_3(s) + 12\ H_2O(l) \rightarrow 3\ CH_4(g) + 4\ Al(OH)_3(aq)$$

Relacionando Al_4C_3 con CH_4:

$$3{,}2\ \text{g muestra} \cdot \frac{91{,}3\ \text{g}\ Al_4C_3}{100\ \text{g muestra}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Al_4C_3}{144{,}0\ \text{g}\ Al_4C_3} \cdot \frac{3\ \text{mol}\ CH_4}{1\ \text{mol}\ Al_4C_3} = 6{,}1 \cdot 10^{-2}\ \text{mol}\ CH_4$$

La cantidad de CH_4 obtenido teniendo en cuenta unas pérdidas del 1,8 % es:

$$6{,}1 \cdot 10^{-2}\ \text{mol}\ CH_4\ \text{(teo)} \cdot \frac{100\ \text{mol}\ CH_4\ \text{(teórico)} - 1{,}8\ \text{mol}\ CH_4\ \text{(perdido)}}{100\ \text{mol}\ CH_4\ \text{(teórico)}} = 6{,}0 \cdot 10^{-2}\ \text{mol}\ CH_4\ \text{(real)}$$

Considerando comportamiento ideal y teniendo en cuenta que el gas se encuentra recogido sobre agua:

$$V = \frac{(6{,}0 \cdot 10^{-2}\ \text{mol}\ CH_4) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (16 + 273{,}15)\ \text{K}}{(736 - 13{,}6)\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 1{,}5\ \text{L}\ CH_4$$

1.3. En las calderas de una central térmica se consumen cada hora 100 kg de un carbón que contiene un 3,00 % de azufre. Si todo el azufre se transforma en dióxido de azufre en la combustión:
a) ¿Qué volumen de dicho gas, medido en condiciones normales, se libera por hora en la chimenea?
Para eliminar el dióxido de azufre liberado en la central térmica, se dispone de una caliza del 83,0 % de riqueza en carbonato de calcio. Suponiendo que el rendimiento del proceso de eliminación del SO_2 es del 75,0 % y que la reacción que tiene lugar es:

$$CaCO_3 + SO_2 + ½\ O_2 \rightarrow CaSO_4 + CO_2$$

b) ¿Qué cantidad de caliza se consumirá por hora?
c) ¿Qué cantidad de sulfato de calcio se obtendrá por hora?
d) En el proceso anterior se originan unos lodos de sulfato de calcio que se retiran con un 40,0 % de humedad. Calcule cuántas toneladas de lodo se retiran al año.

(Castilla y León 1998) (Castilla y León 2005) (Castilla y León 2011)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del azufre es:

$$S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$$

La cantidad de dióxido de azufre que se producen por hora es:

$$100\ \text{kg carbón} \cdot \frac{10^3\ \text{g carbón}}{1\ \text{kg carbón}} \cdot \frac{3{,}00\ \text{g S}}{100\ \text{g carbón}} \cdot \frac{1\ \text{mol S}}{32{,}1\ \text{g S}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ SO_2}{1\ \text{mol S}} = 93{,}8\ \text{mol}\ SO_2$$

a) Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el SO_2 es:

$$V = \frac{(93{,}8\ \text{mol}\ SO_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 2{,}10 \cdot 10^3\ \text{L}\ SO_2$$

b) Relacionando dióxido de azufre con caliza teniendo en cuenta una riqueza de la caliza del 83,0 %:

$$93{,}8\ \text{mol}\ SO_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CaCO_3}{1\ \text{mol}\ SO_2} \cdot \frac{100{,}1\ \text{g}\ CaCO_3}{1\ \text{mol}\ CaCO_3} \cdot \frac{100\ \text{g caliza}}{83{,}0\ \text{g}\ CaCO_3} = 1{,}13 \cdot 10^4\ \text{g caliza}$$

c) Relacionando dióxido de azufre con sulfato de calcio teniendo en cuenta rendimiento del proceso:

$$93{,}8\ \text{mol}\ SO_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CaSO_4}{1\ \text{mol}\ SO_2} \cdot \frac{136{,}0\ \text{g}\ CaSO_4}{1\ \text{mol}\ CaSO_4} \cdot \frac{75{,}0\ \text{g}\ CaSO_4\ \text{(real)}}{100\ \text{g}\ CaSO_4\ \text{(teórico)}} = 9{,}57 \cdot 10^3\ \text{g}\ CaSO_4$$

d) Relacionando sulfato de calcio con lodo húmedo:

$$\frac{9{,}57\cdot10^3\ \text{g CaSO}_4}{\text{h}}\cdot\frac{140\ \text{g lodo}}{100\ \text{g CaSO}_4}\cdot\frac{1\ \text{t lodo}}{10^6\ \text{g lodo}}\cdot\frac{(24\cdot365)\ \text{h}}{\text{año}}=117\ \text{t/año}$$

1.4. La tostación de la pirita (mineral de disulfuro de hierro) conduce a la obtención de dióxido de azufre y trióxido de dihierro, compuestos que pueden emplearse para la fabricación de ácido sulfúrico y obtención de hierro, respectivamente. Calcule:
a) La cantidad de trióxido de dihierro que podría obtenerse a partir de 100 toneladas de pirita de una riqueza del 86,0 % en disulfuro de hierro, si el rendimiento global del proceso de extracción del mencionado óxido es del 82,0 %.
b) El volumen de disolución de ácido sulfúrico del 98,0 % de riqueza y densidad 1,83 g cm^{-3} que podría obtenerse con la pirita mencionada si el rendimiento global del proceso de obtención de ácido sulfúrico es del 70,0 %.

(Castilla y León 1999)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la tostación de la pirita es:

$$4\ \text{FeS}_2(\text{s})+11\ \text{O}_2(\text{g})\rightarrow 2\ \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})+8\ \text{SO}_2(\text{g})$$

Relacionando pirita con Fe_2O_3:

$$100\ \text{t pirita}\cdot\frac{10^6\ \text{g pirita}}{1\ \text{t pirita}}\cdot\frac{86{,}0\ \text{g FeS}_2}{100\ \text{g pirita}}\cdot\frac{1\ \text{mol FeS}_2}{119{,}8\ \text{g FeS}_2}\cdot\frac{2\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3}{4\ \text{mol FeS}_2}=3{,}59\cdot10^5\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3$$

Si el rendimiento del proceso es del 82,0 %:

$$3{,}59\cdot10^5\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3\cdot\frac{159{,}6\ \text{g Fe}_2\text{O}_3}{1\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3}\cdot\frac{1\ \text{t Fe}_2\text{O}_3}{10^6\ \text{g Fe}_2\text{O}_3}\cdot\frac{82{,}0\ \text{t Fe}_2\text{O}_3\ \text{(real)}}{100\ \text{t Fe}_2\text{O}_3\ \text{(teórico)}}=47{,}0\ \text{t Fe}_2\text{O}_3$$

b) La ecuación química ajustada correspondiente a la obtención del H_2SO_4 es:

$$\text{SO}_2(\text{g})+\tfrac{1}{2}\ \text{O}_2(\text{g})+\text{H}_2\text{O}(\text{l})\rightarrow\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$$

Relacionando pirita con SO_2:

$$100\ \text{t pirita}\cdot\frac{10^6\ \text{g pirita}}{1\ \text{t pirita}}\cdot\frac{86{,}0\ \text{g FeS}_2}{100\ \text{g pirita}}\cdot\frac{1\ \text{mol FeS}_2}{119{,}8\ \text{g FeS}_2}\cdot\frac{8\ \text{mol SO}_2}{4\ \text{mol FeS}_2}=1{,}44\cdot10^6\ \text{mol SO}_2$$

Si el rendimiento del proceso es del 70,0 % la cantidad de H_2SO_4 que se obtiene es:

$$1{,}44\cdot10^6\ \text{mol SO}_2\cdot\frac{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol SO}_2}\cdot\frac{70{,}0\ \text{mol H}_2\text{SO}_4\ \text{(real)}}{100\ \text{mol H}_2\text{SO}_4\ \text{(teórico)}}=1{,}01\cdot10^6\ \text{mol H}_2\text{SO}_4$$

Como el H_2SO_4 es del 98,0 % de riqueza:

$$1{,}01\cdot10^6\ \text{mol H}_2\text{SO}_4\cdot\frac{98{,}1\ \text{g H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}\cdot\frac{100\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 98{,}0\ \%}{98{,}0\ \text{g H}_2\text{SO}_4}=1{,}01\cdot10^8\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 98{,}0\ \%$$

El volumen correspondiente de disolución es:

$$1{,}01\cdot10^8\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 98{,}0\ \%\cdot\frac{1\ \text{cm}^3\ \text{H}_2\text{SO}_4\ 98{,}0\ \%}{1{,}83\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 98{,}0\ \%}\cdot\frac{1\ \text{m}^3\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 98{,}0\ \%}{10^6\ \text{cm}^3\ \text{H}_2\text{SO}_4\ 98{,}0\ \%}=55{,}2\ \text{m}^3\ \text{H}_2\text{SO}_4\ 98{,}0\ \%$$

1.5. Una muestra de 10 g de un mineral que tiene 60 % de zinc se hace reaccionar con una disolución de ácido sulfúrico del 96 % y densidad 1.823 kg m^{-3}. Calcule:
a) La cantidad de sulfato de zinc producido.
b) El volumen de hidrógeno obtenido, si las condiciones del laboratorio son 740 mmHg y 25 °C.
c) El volumen de la disolución de ácido sulfúrico necesario para la reacción.
d) Repita los apartados anteriores para el caso en el que el rendimiento de la reacción no fuera el 100 %, como se considera en ellos, sino el 75 %.

(Asturias 2000) (La Rioja 2009)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Zn y H_2SO_4 es:

$$H_2SO_4(aq) + Zn(s) \rightarrow ZnSO_4(aq) + H_2(g)$$

La cantidad de Zn que contiene el mineral es:

$$10\ \text{g mineral} \cdot \frac{60\ \text{g Zn}}{100\ \text{g mineral}} \cdot \frac{1\ \text{mol Zn}}{65{,}4\ \text{g Zn}} = 0{,}092\ \text{mol Zn}$$

Relacionando Zn con $ZnSO_4$:

$$0{,}092\ \text{mol Zn} \cdot \frac{1\ \text{mol } ZnSO_4}{1\ \text{mol Zn}} \cdot \frac{161{,}4\ \text{g } ZnSO_4}{1\ \text{mol } ZnSO_4} = 15\ \text{g } ZnSO_4$$

b) Relacionando Zn con H_2:

$$0{,}092\ \text{mol Zn} \cdot \frac{1\ \text{mol } H_2}{1\ \text{mol Zn}} = 0{,}092\ \text{mol } H_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}092\ \text{mol } H_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\ (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{740\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 2{,}3\ \text{L } H_2$$

c) Relacionando Zn con H_2SO_4:

$$0{,}092\ \text{mol Zn} \cdot \frac{1\ \text{mol } H_2SO_4}{1\ \text{mol Zn}} \cdot \frac{98{,}1\ \text{g } H_2SO_4}{1\ \text{mol } H_2SO_4} \cdot \frac{100\ \text{g } H_2SO_4\ 96\ \%}{96\ \text{g } H_2SO_4} = 9{,}4\ \text{g } H_2SO_4\ 96\ \%$$

La densidad del H_2SO_4 expresada en unidades más apropiadas para el laboratorio es:

$$1.823\ \frac{\text{kg } H_2SO_4\ 96\ \%}{\text{m}^3\ H_2SO_4\ 96\ \%} \cdot \frac{10^3\ \text{g } H_2SO_4\ 96\ \%}{1\ \text{kg } H_2SO_4\ 96\ \%} \cdot \frac{1\ \text{m}^3\ H_2SO_4\ 96\ \%}{10^6\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 96\ \%} = 1{,}823\ \frac{\text{g } H_2SO_4\ 96\ \%}{\text{cm}^3\ H_2SO_4\ 96\ \%}$$

$$9{,}4\ \text{g } H_2SO_4\ 96\ \% \cdot \frac{1\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 96\ \%}{1{,}823\ \text{g } H_2SO_4\ 96\ \%} = 5{,}2\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 96\ \%$$

d) Si el rendimiento del proceso fuera del 75 %, las cantidades obtenidas serían:

$$15\ \text{g } ZnSO_4\ \text{(teórico)} \cdot \frac{75\ \text{g } ZnSO_4\ \text{(real)}}{100\ \text{g } ZnSO_4\ \text{(teórico)}} = 11\ \text{g } ZnSO_4$$

$$2{,}3\ \text{L } H_2\ \text{(teórico)} \cdot \frac{75\ \text{L } H_2\ \text{(real)}}{100\ \text{L } H_2\ \text{(teórico)}} = 1{,}7\ \text{L } H_2$$

Considerando que el rendimiento se debe al zinc, la cantidad de ácido sulfúrico gastado sería la misma.

1.6. La fermentación de la glucosa, $C_6H_{12}O_6$, para producir etanol tiene lugar de acuerdo con la reacción (no ajustada):

$$C_6H_{12}O_6 \rightarrow CH_3CH_2OH + CO_2$$

Calcule la cantidad de etanol, en kg, que produciría la fermentación de 2,50 kg de glucosa si el rendimiento de la reacción es del 25 %.

(Valencia 2001)

La ecuación química ajustada correspondiente a la fermentación de la glucosa es:

$$C_6H_{12}O_6(s) \rightarrow 2\ CH_3CH_2OH(l) + 2\ CO_2(g)$$

Relacionando glucosa con etanol:

$$2{,}5\ kg\ C_6H_{12}O_6 \cdot \frac{10^3\ g\ C_6H_{12}O_6}{1\ kg\ C_6H_{12}O_6} \cdot \frac{1\ mol\ C_6H_{12}O_6}{180{,}0\ g\ C_6H_{12}O_6} \cdot \frac{2\ mol\ CH_3CH_2OH}{1\ mol\ C_6H_{12}O_6} = 27{,}8\ mol\ CH_3CH_2OH$$

$$27{,}8\ mol\ CH_3CH_2OH \cdot \frac{46{,}0\ g\ CH_3CH_2OH}{1\ mol\ CH_3CH_2OH} \cdot \frac{1\ kg\ CH_3CH_2OH}{10^3\ g\ CH_3CH_2OH} = 1{,}28\ kg\ CH_3CH_2OH$$

Teniendo en cuenta un rendimiento del 25 %:

$$1{,}28\ kg\ CH_3CH_2OH \cdot \frac{25\ kg\ CH_3CH_2OH\ (real)}{100\ kg\ CH_3CH_2OH\ (teórico)} = 0{,}32\ kg\ CH_3CH_2OH$$

1.7. El acetileno (etino) es un combustible que se utiliza en el soplete oxiacetilénico. Antes de la combustión se mezclaron 62,0 g de acetileno del 80,0 % de riqueza con 40,0 g de oxígeno.
a) Escriba la ecuación ajustada.
b) ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿Cuál el reactivo en exceso?
c) ¿Cuántos gramos sobran del reactivo en exceso?
d) ¿Cuántos litros de dióxido de carbono se obtienen a 720 mmHg y 25 °C si el rendimiento de la reacción es del 70,0 %?
e) Calcule el calor que se desprende en la combustión del acetileno.
(Dato. Entalpía de combustión del acetileno = –1.304 kJ mol^{-1}).

(Asturias 2001)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de combustión del acetileno es:

$$2\ C_2H_2(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

b-c) Al disponer de cantidades de ambos reactivos es necesario determinar cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada uno de ellos es:

$$\left.\begin{array}{r} 40{,}0\ g\ O_2 \cdot \dfrac{1\ mol\ O_2}{32{,}0\ g\ O_2} = 1{,}25\ mol\ O_2 \\ 60{,}0\ g\ C_2H_2\ 80{,}0\ \% \cdot \dfrac{80{,}0\ g\ C_2H_2}{100\ g\ C_2H_2\ 80{,}0\ \%} \cdot \dfrac{1\ mol\ C_2H_2}{26{,}0\ g\ C_2H_2} = 1{,}85\ mol\ C_2H_2 \end{array}\right\} \rightarrow \frac{1{,}25\ mol\ O_2}{1{,}85\ mol\ C_2H_2} = 0{,}677$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es menor que 5/2, quiere decir que sobra C_2H_2, por lo que el O_2 es el reactivo limitante que determina las cantidades formadas y en exceso:

$$1{,}25\ mol\ O_2 \cdot \frac{2\ mol\ C_2H_2}{5\ mol\ O_2} \cdot \frac{26{,}0\ g\ C_2H_2}{1\ mol\ C_2H_2} \cdot \frac{100\ g\ C_2H_2\ 80{,}0\ \%}{80{,}0\ g\ C_2H_2} = 16{,}3\ g\ C_2H_2\ 80{,}0\ \%$$

$$60{,}0\ g\ C_2H_2\ 80{,}0\ \%\ (inicial) - 16{,}3\ g\ C_2H_2\ 80{,}0\ \%\ (gastado) = 43{,}7\ g\ C_2H_2\ 80{,}0\ \%\ (exceso)$$

d) Relacionando O_2 con CO_2 y considerando un rendimiento del proceso del 70,0 %:

$$1{,}25\ mol\ O_2 \cdot \frac{4\ mol\ CO_2}{5\ mol\ O_2} \cdot \frac{70{,}0\ mol\ CO_2\ (real)}{100\ mol\ CO_2\ (teórico)} = 0{,}700\ mol\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}700\ \text{mol}\ CO_2)\cdot(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(25+273{,}15)\ \text{K}}{720\ \text{mmHg}}\cdot\frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 18{,}1\ \text{L}\ CO_2$$

e) Relacionando la cantidad de C_2H_2 que se quema con su entalpía de combustión:

$$16{,}3\ \text{g}\ C_2H_2\ 80{,}0\ \%\cdot\frac{80{,}0\ \text{g}\ C_2H_2}{100\ \text{g}\ C_2H_2\ 80{,}0\ \%}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ C_2H_2}{26{,}0\ \text{g}\ C_2H_2}\cdot\frac{-1.304\ \text{kJ}}{1\ \text{mol}\ C_2H_2} = -654\ \text{kJ}$$

1.8. El fosfato tricálcico, principal componente de la roca fosfática, es insoluble en agua y, por lo tanto, no puede utilizarse como abono. Por reacción con ácido sulfúrico se origina una mezcla de dihidrogenofosfato de calcio y sulfato de calcio. Esa mezcla, que se conoce con el nombre de "superfosfato de cal", sí que es soluble en agua.

$Ca_3(PO_4)_2 + 2\ H_2SO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 + 2\ CaSO_4$

Se desea obtener una tonelada de superfosfato de cal a partir de roca fosfática que contiene 70,0 % de riqueza en masa de fosfato de calcio y de ácido sulfúrico del 93,0 % de riqueza y densidad 1,75 g mL^{-1}. Calcule la masa de mineral necesario y el volumen de ácido consumido, sabiendo que se requiere un exceso de ácido del 10,0 % y que el rendimiento del proceso es del 90,0 %.

¿Qué porcentaje de Ca, S y P contiene el superfosfato?

(Valencia 2002) (Cantabria 2017)

El superfosfato de cal es una mezcla formada por:

$$\left.\begin{aligned} 1\ \text{mol}\ Ca(H_2PO_4)_2\cdot\frac{234{,}1\ \text{g}\ Ca(H_2PO_4)_2}{1\ \text{mol}\ Ca(H_2PO_4)_2} &= 234{,}1\ \text{g}\ Ca(H_2PO_4)_2 \\ 2\ \text{mol}\ CaSO_4\cdot\frac{136{,}1\ \text{g}\ CaSO_4}{1\ \text{mol}\ CaSO_4} &= 272{,}2\ \text{g}\ CaSO_4 \end{aligned}\right\} \rightarrow \quad 506{,}3\ \text{g mezcla}$$

Se desea obtener 1 t de mezcla y como el rendimiento es del 90,0 %, la cantidad teórica a producir es:

$$x\ \text{t mezcla (teórico)}\cdot\frac{90{,}0\ \text{t mezcla (real)}}{100\ \text{t mezcla (teórico)}} = 1{,}00\ \text{t mezcla (real)} \quad \rightarrow \quad x = 1{,}11\ \text{t mezcla}$$

Relacionando la mezcla con uno de sus componentes, por ejemplo, $CaSO_4$:

$$1{,}11\ \text{t mezcla}\cdot\frac{10^6\ \text{g mezcla}}{1\ \text{t mezcla}}\cdot\frac{2\ \text{mol}\ CaSO_4}{506{,}3\ \text{g mezcla}} = 4{,}39\cdot10^3\ \text{mol}\ CaSO_4$$

Relacionando $CaSO_4$ con $Ca_3(PO_4)_2$:

$$4{,}39\cdot10^3\ \text{mol}\ CaSO_4\cdot\frac{1\ \text{mol}\ Ca_3(PO_4)_2}{2\ \text{mol}\ CaSO_4}\cdot\frac{310{,}3\ \text{g}\ Ca_3(PO_4)_2}{1\ \text{mol}\ Ca_3(PO_4)_2} = 6{,}80\cdot10^5\ \text{g}\ Ca_3(PO_4)_2$$

Como la roca fosfática tiene una riqueza del 70,0 % en $Ca_3(PO_4)_2$:

$$6{,}80\cdot10^5\ \text{g}\ Ca_3(PO_4)_2\cdot\frac{100\ \text{g roca}}{70{,}0\ \text{g}\ Ca_3(PO_4)_2}\cdot\frac{1\ \text{kg roca}}{10^3\ \text{g roca}} = 971\ \text{kg roca}$$

Relacionando $CaSO_4$ con H_2SO_4:

$$4{,}39\cdot10^3\ \text{mol}\ CaSO_4\cdot\frac{2\ \text{mol}\ H_2SO_4}{2\ \text{mol}\ CaSO_4}\cdot\frac{98{,}1\ \text{g}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4} = 4{,}31\cdot10^5\ \text{g}\ H_2SO_4$$

Como se utiliza una disolución de H_2SO_4 del 93,0 % de riqueza:

$$4{,}31\cdot10^5\ \text{g}\ H_2SO_4\cdot\frac{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 93{,}0\ \%}{93{,}0\ \text{g}\ H_2SO_4}\cdot\frac{1\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 93{,}0\ \%}{1{,}75\ \text{g}\ H_2SO_4\ 93{,}0\ \%} = 2{,}65\cdot10^5\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 93{,}0\ \%$$

Tiendo en cuenta que se añade un exceso del 10,0 % de la disolución de H_2SO_4:

$$2{,}65\cdot10^5\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 93{,}0\ \%\cdot\frac{110\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 93{,}0\ \%\ \text{(exceso)}}{100\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 93{,}0\ \%\ \text{(real)}} = 2{,}92\cdot10^5\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 93{,}0\ \%$$

Los porcentajes de Ca, S y P en el superfosfato son, respectivamente:

$$\frac{3\ \text{mol Ca}}{506{,}0\ \text{g mezcla}} \cdot \frac{40{,}1\ \text{g Ca}}{1\ \text{mol Ca}} \cdot 100 = 23{,}7\ \%\ \text{Ca}$$

$$\frac{2\ \text{mol S}}{506{,}0\ \text{g mezcla}} \cdot \frac{32{,}1\ \text{g S}}{1\ \text{mol S}} \cdot 100 = 12{,}7\ \%\ \text{S}$$

$$\frac{2\ \text{mol P}}{506{,}0\ \text{g mezcla}} \cdot \frac{31{,}0\ \text{g P}}{1\ \text{mol P}} \cdot 100 = 12{,}3\ \%\ \text{P}$$

1.9. Cuando el gas H_2 obtenido al hacer reaccionar 41,6 g de Al con un exceso de HCl se hace pasar sobre una cantidad en exceso de CuO:

$Al(s) + HCl(aq) \rightarrow AlCl_3(aq) + H_2(g)$

$H_2(g) + CuO(s) \rightarrow Cu(s) + H_2O(l)$

a) ¿Cuántos gramos de Cu se obtendrán?

b) ¿Cuál sería el rendimiento si se obtuvieran 120 g de Cu?

(Canarias 2002)

a) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones propuestas son:

$$2\ Al(s) + 6\ HCl(aq) \rightarrow 2\ AlCl_3(aq) + 3\ H_2(g)$$

$$H_2(g) + 2\ CuO(s) \rightarrow Cu(s) + H_2O(l)$$

Relacionando Al y Cu:

$$41{,}6\ \text{g Al} \cdot \frac{1\ \text{mol Al}}{27{,}0\ \text{g Al}} \cdot \frac{3\ \text{mol } H_2}{2\ \text{mol Al}} \cdot \frac{1\ \text{mol Cu}}{1\ \text{mol } H_2} \cdot \frac{63{,}5\ \text{g Cu}}{1\ \text{mol Cu}} = 147\ \text{g Cu}$$

b) Para calcular el rendimiento del proceso se relacionan las cantidades real y teórica de Cu:

$$\frac{120\ \text{g Cu (real)}}{147\ \text{g Cu (teórico)}} \cdot 100 = 81{,}6\ \%$$

1.10. El ácido sulfúrico se puede obtener a partir de la pirita según las siguientes reacciones:

$4\ FeS_2(s) + 11\ O_2(g) \rightarrow 2\ Fe_2O_3(s) + 8\ SO_2(g)$

$2\ SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ SO_3(g)$

$SO_3(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2SO_4(l)$

Si se quieren producir 1.000 t diarias de ácido sulfúrico a partir de una pirita que contiene un 80,0 % en masa de FeS_2. Calcule:

a) La cantidad de pirita necesaria si el rendimiento global del proceso es del 75,0 %.

b) El número de botellas de 1 L de ácido sulfúrico de densidad 1,84 g mL^{-1} y riqueza 95,0 % en masa se llenarán diariamente.

(Preselección Valencia 2003)

a) La cantidad de H_2SO_4 a producir teniendo en cuenta un rendimiento del 75,0 % es:

$$x\ \text{g } H_2SO_4 \cdot \frac{75{,}0\ \text{g } H_2SO_4\ \text{(real)}}{100\ \text{g } H_2SO_4\ \text{(teórico)}} \cdot \frac{1\ \text{t } H_2SO_4}{10^6\ \text{g } H_2SO_4} = 1.000\ \text{t } H_2SO_4 \quad \rightarrow \quad x = 1{,}333 \cdot 10^9\ \text{g } H_2SO_4$$

La ecuación química ajustada correspondiente al proceso global

$$4\ FeS_2(s) + 15\ O_2(g) + 8\ H_2O(l) \rightarrow 2\ Fe_2O_3(s) + 8\ H_2SO_4(l)$$

Relacionando H_2SO_4 con la FeS_2:

$$1{,}333 \cdot 10^9\ \text{g } H_2SO_4 \cdot \frac{1\ \text{mol } H_2SO_4}{98{,}1\ \text{g } H_2SO_4} \cdot \frac{4\ \text{mol } FeS_2}{8\ \text{mol } H_2SO_4} \cdot \frac{120{,}0\ \text{g } FeS_2}{1\ \text{mol } FeS_2} = 8{,}155 \cdot 10^8\ \text{g } FeS_2$$

Teniendo en cuenta que se dispone de una pirita de riqueza 80,0 %:

$$8{,}155 \cdot 10^8\ \text{g } FeS_2 \cdot \frac{100\ \text{g pirita}}{80{,}0\ \text{g } FeS_2} \cdot \frac{1\ \text{t pirita}}{10^6\ \text{g pirita}} = 1.019\ \text{t pirita}$$

b) La cantidad de H_2SO_4 de riqueza 95,0 % a producir es:

$$1{,}333{\cdot}10^9\ \text{g}\ H_2SO_4 \cdot \frac{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 95{,}0\ \%}{95{,}0\ \text{g}\ H_2SO_4} = 1{,}404{\cdot}10^9\ \text{g}\ H_2SO_4\ 95{,}0\ \%$$

El número de botellas de 1 L de H_2SO_4 de riqueza 95,0 % que se pueden envasar es:

$$1{,}404{\cdot}10^9\ \text{g}\ H_2SO_4\ 95{,}0\ \% \cdot \frac{1\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 95{,}0\ \%}{1{,}84\ \text{g}\ H_2SO_4\ 95{,}0\ \%} \cdot \frac{1\ \text{botella}}{10^3\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 95{,}0\ \%} = 7{,}628{\cdot}10^5\ \text{botellas}$$

1.11. El amoniaco, sin duda uno de los compuestos más importantes de la industria química, se obtiene industrialmente mediante el proceso ideado en 1914 por Fritz Haber (1868-1934) en colaboración con el ingeniero químico Carl Bosch (1874-1940). La preparación de hidróxido de amonio y la obtención de urea son dos de sus muchas aplicaciones.
a) ¿Qué volumen de amoniaco, medido en las condiciones del proceso (400 °C y 900 atm), se obtendría a partir de 270 L de hidrógeno y 100 L de nitrógeno, medidos en las mismas condiciones, si se sabe que el rendimiento de la reacción es del 70,0 %.
b) ¿Cuántos litros de hidróxido de amonio, del 28,0 % y densidad 0,900 g cm^{-3}, se podrán preparar con el amoniaco obtenido en el apartado anterior?
c) La urea (carbamida), $CO(NH_2)_2$, es un compuesto sólido cristalino que se utiliza como fertilizante y como alimento para los rumiantes, a los que facilita el nitrógeno necesario para la síntesis de las proteínas. Su obtención industrial se lleva a cabo por reacción entre dióxido de carbono y amoniaco a 35 atm y 350 °C. ¿Cuáles serán los volúmenes de dióxido de carbono y de amoniaco, medidos ambos en las condiciones del proceso, necesarios para obtener 100 kg de urea si el rendimiento es del 80,0 %?

(Murcia 2003) (Cantabria 2016) (Jaén 2017)

a) La ecuación química correspondiente a la reacción de obtención de NH_3 es:

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightarrow 2\ NH_3(g)$$

Al disponer de cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el reactivo limitante para poder calcular la cantidad de NH_3 obtenida. Teniendo en cuenta que 1 mol de cualquier gas ocupa V L en determinadas condiciones de presión y temperatura:

$$\left.\begin{array}{l} 270\ \text{L}\ H_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ H_2}{V\ \text{L}\ H_2} = \dfrac{270}{V}\ \text{mol}\ H_2 \\ 100\ \text{L}\ N_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ N_2}{V\ \text{L}\ N_2} = \dfrac{100}{V}\ \text{mol}\ N_2 \end{array}\right\} \rightarrow \frac{\frac{270}{V}\ \text{mol}\ H_2}{\frac{100}{V}\ \text{mol}\ N_2} = 2{,}70$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es menor que 3, quiere decir que sobra N_2, por lo que el H_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad obtenida de NH_3.

Para relacionar el reactivo limitante, H_2, con NH_3 se tiene en cuenta la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808):

$$270\ \text{L}\ H_2 \cdot \frac{2\ \text{L}\ NH_3}{3\ \text{L}\ H_2} = 180\ \text{L}\ NH_3$$

Como el rendimiento del proceso es del 70,0 % el volumen obtenido es:

$$180\ \text{L}\ NH_3 \cdot \frac{70{,}0\ \text{L}\ NH_3\ \text{(real)}}{100\ \text{L}\ NH_3\ \text{(teórico)}} = 126\ \text{L}\ NH_3$$

b) Para saber el volumen de disolución acuosa que se puede preparar con los 126 L de NH_3, medidos a 900 atm y 400 °C, del apartado anterior se calcula número de moles correspondiente a ese volumen de gas. Considerando comportamiento ideal:

$$n = \frac{900\ \text{atm} \cdot (126\ \text{L}\ NH_3)}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (400 + 273{,}15)\ \text{K}} = 2{,}06{\cdot}10^3\ \text{mol}\ NH_3$$

Relacionando NH_3 con disolución acuosa del 28,0 %:

$$2{,}06{\cdot}10^3\ \text{mol NH}_3 \cdot \frac{17{,}0\ \text{g NH}_3}{1\ \text{mol NH}_3} \cdot \frac{100\ \text{g NH}_3\ 28{,}0\ \%}{28{,}0\ \text{g NH}_3} = 1{,}25{\cdot}10^5\ \text{g NH}_3\ 28{,}0\ \%$$

$$1{,}25{\cdot}10^5\ \text{g NH}_3\ 28{,}0\ \% \cdot \frac{1\ \text{mL NH}_3\ 28{,}0\ \%}{0{,}900\ \text{g NH}_3\ 28{,}0\ \%} \cdot \frac{1\ \text{L NH}_3\ 28{,}0\ \%}{10^3\ \text{mL NH}_3\ 28{,}0\ \%} = 139\ \text{L NH}_3\ 28{,}0\ \%$$

c) Se desea obtener 100 kg de urea y el rendimiento del proceso es del 80,0 %, luego la cantidad que habrá que preparar es:

$$x\ \text{kg CO(NH}_2)_2\ \text{(teórico)} \cdot \frac{80{,}0\ \text{kg CO(NH}_2)_2\ \text{(real)}}{100\ \text{kg CO(NH}_2)_2\ \text{(teórico)}} = 100\ \text{kg CO(NH}_2)_2\ \text{(real)} \quad \rightarrow \quad x = 125\ \text{kg}$$

Los moles de urea a preparar son:

$$125\ \text{kg CO(NH}_2)_2 \cdot \frac{10^3\ \text{g CO(NH}_2)_2}{1\ \text{kg CO(NH}_2)_2} \cdot \frac{1\ \text{mol CO(NH}_2)_2}{60{,}0\ \text{g CO(NH}_2)_2} = 2{,}08{\cdot}10^3\ \text{mol CO(NH}_2)_2$$

La ecuación química correspondiente a la obtención de la urea es:

$$CO_2(g) + 2\ NH_3(g) \rightarrow CO(NH_2)_2(s) + H_2O(l)$$

Relacionando urea con CO_2:

$$2{,}08{\cdot}10^3\ \text{mol CO(NH}_2)_2 \cdot \frac{1\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol CO(NH}_2)_2} = 2{,}08{\cdot}10^3\ \text{mol CO}_2$$

Considerando comporamiento ideal, el volumen de CO_2 que se necesita en la reacción es:

$$V = \frac{(2{,}08{\cdot}10^3\ \text{mol CO}_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (350 + 273{,}15)\ \text{K}}{35\ \text{atm}} = 3{,}0{\cdot}10^3\ \text{L CO}_2$$

Como el número de moles gastados de NH_3 es el doble que el de CO_2, y ambas sustancias son gaseosas, el volumen, medido en las mismas condiciones de presión y temperatura, también será el doble, $6{,}0{\cdot}10^3$ L NH_3.

1.12. Durante un proceso industrial de producción de ácido sulfúrico 12,0 M se ha cometido un error que da como resultado la obtención de un ácido 10,937 M.
a) Calcule el volumen de ácido sulfúrico, de 90,0 % de riqueza en masa y densidad 1,80 g mL^{-1}, que hay que añadir a 1.000 L de aquella disolución para que resulte exactamente 12 M. Suponga que los volúmenes son aditivos.
b) Este ácido se utiliza para la fabricación de sulfato de calcio. La empresa necesita producir 7.800 kg de este compuesto. Para ello dispone de suficiente cantidad de las dos materias primas necesarias: carbonato de calcio y ácido sulfúrico. El primero se encuentra en estado puro y el segundo es 12,0 M. Si se sabe que el rendimiento de la reacción es del 84 % ¿qué volumen de disolución de ácido sulfúrico debe emplearse?

(Murcia 2005)

a) La cantidad de H_2SO_4 que contiene la disolución mal preparada es:

$$1.000\ \text{L H}_2\text{SO}_4\ 10{,}397\ \text{M} \cdot \frac{10{,}937\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{L H}_2\text{SO}_4\ 10{,}397\ \text{M}} = 1{,}094{\cdot}10^4\ \text{mol H}_2\text{SO}_4$$

El número de moles de H_2SO_4 contenidos en x L de una disolución de H_2SO_4 del 90,0 % de riqueza en peso y densidad 1,80 g mL^{-1} es:

$$x\ \text{L H}_2\text{SO}_4\ 90{,}0\ \% \cdot \frac{10^3\ \text{mL H}_2\text{SO}_4\ 90{,}0\ \%}{1\ \text{L H}_2\text{SO}_4\ 90{,}0\ \%} \cdot \frac{1{,}80\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 90{,}0\ \%}{1\ \text{mL H}_2\text{SO}_4\ 90{,}0\ \%} \cdot \frac{90{,}0\ \text{g H}_2\text{SO}_4}{100\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 90{,}0\ \%} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{98{,}1\ \text{g H}_2\text{SO}_4}$$

Se obtiene que la cantidad contenida es, 16,5 x mol H_2SO_4.

Suponiendo volúmenes aditivos, la disolución resultante de la mezcla de ambas disoluciones deberá tener una concentración 12,0 M:

$$\frac{(1{,}094{\cdot}10^4 + 16{,}5\,x)\ \text{mol}\ H_2SO_4}{(1.000 + x)\ \text{L disolución}} = 12{,}0\ \text{mol}\ L^{-1} \quad \rightarrow \quad x = 236\ \text{L}\ H_2SO_4\ 90{,}0\ \%$$

b) Si el rendimiento del proceso es del 84 % la cantidad teórica de $CaSO_4$ a producir es:

$$x\ \text{g}\ CaSO_4\ \text{(teórico)} \cdot \frac{84\ \text{g}\ CaSO_4\ \text{(real)}}{100\ \text{g}\ CaSO_4\ \text{(teórico)}} = 7.800\ \text{kg}\ CaSO_4\ \text{(real)} \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ CaSO_4\ \text{(real)}}{1\ \text{kg}\ CaSO_4\ \text{(real)}}$$

Se obtiene, $x = 9{,}3{\cdot}10^6$ g $CaSO_4$

La ecuación química correspondiente a la obtención de $CaSO_4$ es:

$$CaCO_3(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow CaSO_4(s) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

Relacionando $CaSO_4$ con la disolución de H_2SO_4 12,0 M:

$$9{,}3{\cdot}10^6\ \text{g}\ CaSO_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CaSO_4}{132{,}1\ \text{g}\ CaSO_4} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ CaSO_4} \cdot \frac{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ 12{,}0\ \text{M}}{12{,}0\ \text{mol}\ H_2SO_4} = 5{,}9{\cdot}10^3\ \text{L}\ H_2SO_4\ 12{,}0\ \text{M}$$

1.13. El nitrito de sodio se puede obtener haciendo pasar una mezcla gaseosa de monóxido de nitrógeno y oxígeno a través de una disolución acuosa de carbonato de sodio. La reacción sin ajustar es la siguiente:

$Na_2CO_3(aq) + NO(g) + O_2(g) \rightarrow NaNO_2(aq) + CO_2(g)$

A través de 250 mL de Na_2CO_3 2,00 M, se hace pasar 45,0 g de NO(g) y O_2(g) en considerable exceso, obteniéndose 62,1 g de nitrito de sodio.

a) Determine cuál es el reactivo limitante.

b) Calcule el rendimiento en la obtención del nitrito de sodio.

(Almería 2005)

a) La ecuación química ajustada es:

$$2\ Na_2CO_3(aq) + 4\ NO(g) + O_2(g) \rightarrow 4\ NaNO_2(aq) + 2\ CO_2(g)$$

Al disponer de cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada uno de los reactivos es:

$$\left.\begin{aligned} 45{,}0\ \text{g NO} \cdot \frac{1\ \text{mol NO}}{30{,}0\ \text{g NO}} \cdot \frac{10^3\ \text{mmol NO}}{1\ \text{mol NO}} &= 1{,}50{\cdot}10^3\ \text{mmol NO} \\ 250\ \text{mL}\ Na_2CO_3\ 2{,}00\ \text{M} \cdot \frac{2{,}00\ \text{mmol}\ Na_2CO_3}{1\ \text{mL}\ Na_2CO_3\ 2{,}00\ \text{M}} &= 500\ \text{mmol}\ Na_2CO_3 \end{aligned}\right\} \rightarrow \frac{1{,}50{\cdot}10^3\ \text{mmol NO}}{500\ \text{mmol}\ Na_2CO_3} = 3{,}00$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es mayor que 2, quiere decir que sobra NO, por lo que Na_2CO_3 es el reactivo limitante.

b) Para calcular el rendimiento de la reacción es preciso calcular la cantidad de $NaNO_2$ que se debería haber obtenido a partir del reactivo limitante y relacionarla con la cantidad de sustancia obtenida:

$$500\ \text{mmol}\ Na_2CO_3 \cdot \frac{4\ \text{mmol}\ NaNO_2}{2\ \text{mmol}\ Na_2CO_3} \cdot \frac{69{,}0\ \text{mg}\ NaNO_2}{1\ \text{mmol}\ NaNO_2} \cdot \frac{1\ \text{g}\ NaNO_2}{10^3\ \text{mg}\ NaNO_2} = 69{,}0\ \text{g}\ NaNO_2$$

$$\eta = \frac{62{,}1\ \text{g}\ NaNO_2\ \text{(real)}}{69{,}0\ \text{g}\ NaNO_2\ \text{(teórico)}} \cdot 100 = 90{,}0\ \%$$

1.14. Una industria química obtiene ácido sulfúrico y zinc a partir de blenda, ZnS. La fábrica trata diariamente 100 toneladas de mineral que posee una riqueza del 60,0 %.
a) Si el 1,00 % del azufre se pierde como dióxido de azufre, calcule el volumen de este gas expulsado diariamente al exterior, suponiendo que sale a 27 °C y 1 atm.
b) Si el 0,100 % del dióxido de azufre se transforma en la atmósfera en ácido sulfúrico y cae a un estanque que contiene 1.000 m^3 de agua, calcule la molaridad de la disolución ácida formada.
(Cádiz 2005)

a) La ecuación química correspondiente al proceso de transformación de blenda en ácido sulfúrico es:

$$ZnS(s) \rightarrow SO_2(g) \rightarrow H_2SO_4(aq)$$

Relacionando la cantidad de blenda con la de SO_2:

$$100\ t\ blenda \cdot \frac{10^6\ g\ blenda}{1\ t\ blenda} \cdot \frac{60{,}0\ g\ ZnS}{100\ g\ blenda} \cdot \frac{1\ mol\ ZnS}{97{,}4\ g\ ZnS} \cdot \frac{1\ mol\ SO_2}{1\ mol\ ZnS} = 6{,}16{\cdot}10^5\ mol\ SO_2$$

Si el 1,00 % del SO_2 producido se expulsa al exterior:

$$6{,}16{\cdot}10^5\ mol\ SO_2\ (producido) \cdot \frac{1{,}00\ mol\ SO_2\ (expulsado)}{100\ mol\ SO_2\ (producido)} = 6{,}16{\cdot}10^3\ mol\ SO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(6{,}16{\cdot}10^3\ mol\ SO_2) \cdot (0{,}08206\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15)\ K}{1\ atm} = 1{,}52{\cdot}10^5\ L\ SO_2$$

b) La cantidad de H_2SO_4 formado a partir del SO_2 expulsado es:

$$6{,}16{\cdot}10^4\ mol\ SO_2\ (expulsado) \cdot \frac{0{,}100\ mol\ SO_2\ (transformado)}{100\ mol\ SO_2\ (expulsado)} \cdot \frac{1\ mol\ H_2SO_4}{100\ mol\ SO_2} = 6{,}16\ mol\ H_2SO_4$$

Suponiendo que no existe variación de volumen, la concentración molar de la disolución obtenida es:

$$\frac{6{,}16\ mol\ H_2SO_4}{1.000\ m^3\ agua} \cdot \frac{1\ m^3\ agua}{1.000\ L\ agua} = 6{,}16{\cdot}10^{-6}\ mol\ L^{-1}$$

1.15. Las primeras cerillas no tóxicas fueron patentadas en Estados Unidos por la Diamond Match Co. en 1910. Como material inflamable, para la cabeza de la cerilla, se utilizaba trisulfuro de tetrafósforo. Este sulfuro se prepara calentando una mezcla de azufre y fósforo rojo en proporción estequiométrica:

$$\mathbf{4\ P(s) + 3\ S(s) \rightarrow P_4S_3(s)}$$

Cuando arde la cerilla se desprenden humos blancos de P_4O_{10} y SO_2 según:

$$\mathbf{P_4S_3(s) + 8\ O_2(g) \rightarrow P_4O_{10}(s) + 3\ SO_2(g)}$$

a) Calcule la cantidad de fósforo rojo necesaria para obtener 25,0 t de P_4S_3 si el rendimiento del proceso es del 80,0 %.
b) Calcule el volumen, en mL, medido a 200 °C y 770 mmHg, de SO_2 desprendido en la combustión completa de 0,250 g de P_4S_3.
(Preselección Valencia 2006) (Baleares 2014) (Granada 2019)

a) La cantidad de P_4S_3 que habría que sintetizar para obtener 25,0 t considerando un rendimiento del proceso del 80,0 % es:

$$x\ t\ P_4S_3\ (teórico) \cdot \frac{80\ t\ P_4S_3\ (real)}{100\ t\ P_4S_3\ (teórico)} = 25{,}0\ t\ P_4S_3\ (real) \quad \rightarrow \quad x = 31{,}3\ t\ P_4S_3$$

Relacionando P_4S_3 y P:

$$31{,}3\ t\ P_4S_3 \cdot \frac{10^6\ g\ P_4S_3}{1\ t\ P_4S_3} \cdot \frac{1\ mol\ P_4S_3}{220{,}3\ g\ P_4S_3} \cdot \frac{4\ mol\ P}{1\ mol\ P_4S_3} \cdot \frac{31{,}0\ g\ P}{1\ mol\ P} \cdot \frac{1\ t\ P}{10^6\ g\ P} = 17{,}6\ t\ P$$

b) Relacionando P_4S_3 y SO_2:

$$0{,}250\ \text{g}\ P_4S_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ P_4S_3}{220{,}3\ \text{g}\ P_4S_3} \cdot \frac{3\ \text{mol}\ SO_2}{1\ \text{mol}\ P_4S_3} = 3{,}40{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ SO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el SO_2 es:

$$V = \frac{(3{,}40{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (200 + 273{,}15)\ \text{K}}{770\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL}}{1\ \text{L}} = 130\ \text{mL}$$

1.16. El ácido sulfúrico concentrado reacciona con el bromuro de potasio según la reacción:

$$H_2SO_4 + KBr \rightarrow K_2SO_4 + SO_2 + Br_2 + H_2O$$

Calcule:

a) En el supuesto de que se obtengan 25 L de SO_2, medidos a 27 °C y 1,7 atm, ¿qué volumen de bromo líquido de densidad 3,12 g mL^{-1} se habrán generado?

b) Indique cuál sería la cantidad mínima de partida del reactivo KBr para el citado proceso, en el caso de que la riqueza del producto fuese del 92 %, suponiendo que el rendimiento de la reacción llega al 95 %.

(Castilla y León 2006)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y KBr es:

$$2\ H_2SO_4(aq) + 2\ KBr(s) \rightarrow K_2SO_4(aq) + SO_2(g) + Br_2(l) + 2\ H_2O(l)$$

a) Suponiendo comportamiento ideal, el número de moles de SO_2 es:

$$n = \frac{1{,}72\ \text{atm} \cdot (25\ \text{L}\ SO_2)}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15)\ \text{K}} = 1{,}7\ \text{mol}\ SO_2$$

Relacionando SO_2 con Br_2:

$$1{,}7\ \text{mol}\ SO_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Br_2}{1\ \text{mol}\ SO_2} \cdot \frac{159{,}8\ \text{g}\ Br_2}{1\ \text{mol}\ Br_2} \cdot \frac{1\ \text{mL}\ Br_2}{3{,}12\ \text{g}\ Br_2} = 87\ \text{mL}\ Br_2$$

b) Relacionando SO_2 con KBr suponiendo riqueza 92 % y rendimiento 95 %:

$$x\ \text{g KBr 92 \%} \cdot \frac{92\ \text{g KBr}}{100\ \text{g KBr 92 \%}} \cdot \frac{95\ \text{g KBr (real)}}{100\ \text{g KBr (teórico)}} \cdot \frac{1\ \text{mol KBr}}{119{,}0\ \text{g KBr}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ SO_2}{2\ \text{mol KBr}} = 1{,}7\ \text{mol}\ SO_2$$

Se obtiene, $x = 4{,}6{\cdot}10^2$ g KBr 92 %.

1.17. La Comunidad Autónoma de Galicia acoge en su territorio algunas de las centrales térmicas en las que se produce energía eléctrica a partir de la combustión de combustibles fósiles. El contenido en azufre de estos combustibles es la causa de que en la combustión se produzca dióxido de azufre, que es uno de los gases contaminantes de la atmósfera. En la atmósfera, el dióxido de azufre puede combinarse con el oxígeno para formar el trióxido de azufre. Por otra parte, el trióxido de azufre se combina con agua para dar lugar a la formación de ácido sulfúrico.

a) Escriba y ajuste las reacciones de formación de dióxido de azufre a partir de azufre elemental, del trióxido de azufre a partir del dióxido de azufre y del ácido sulfúrico a partir del trióxido de azufre.

b) Si en la central térmica se quema un combustible con un contenido del 1,25 % de azufre, determine la masa de ácido sulfúrico que se produce por cada tonelada de combustible quemado, teniendo en cuenta que el rendimiento de la reacción de formación del dióxido de azufre es del 90,0 % y el de la formación del trióxido de azufre es del 30,0 %.

(Galicia 2007)

a) Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones del proceso son:

▪ Formación del SO_2 a partir del azufre

$$S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$$

▪ Formación del SO_3 a partir del SO_2

$$2\ SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ SO_3(g)$$

▪ Formación del H_2SO_4 a partir del SO_3

$$SO_3(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2SO_4(aq)$$

b) Sabiendo que la muestra contiene un 1,25 % de S, la cantidad de S que hay en 1 t de combustible es:

$$1{,}00\ \text{t combustible} \cdot \frac{10^6\ \text{g combustible}}{1\ \text{t combustible}} \cdot \frac{1{,}25\ \text{g S}}{100\ \text{g combustible}} \cdot \frac{1\ \text{mol S}}{32{,}1\ \text{g S}} = 391\ \text{mol S}$$

Relacionando S y SO_2 y teniendo en cuenta un rendimiento del 90,0 % para esa reacción:

$$391\ \text{mol S} \cdot \frac{1\ \text{mol SO}_2}{1\ \text{mol S}} \cdot \frac{90{,}0\ \text{mol SO}_2\ \text{(real)}}{100\ \text{mol SO}_2\ \text{(teórico)}} = 352\ \text{mol SO}_2$$

Relacionando SO_2 y SO_3 y teniendo en cuenta un rendimiento del 30,0 % para esa reacción:

$$352\ \text{mol SO}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol SO}_3}{1\ \text{mol SO}_2} \cdot \frac{30{,}0\ \text{mol SO}_3\ \text{(real)}}{100\ \text{mol SO}_3\ \text{(teórico)}} = 106\ \text{mol SO}_3$$

Si todo el SO_3 se transforma en H_2SO_4:

$$106\ \text{mol SO}_3 \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol SO}_3} \cdot \frac{98{,}1\ \text{g H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1\ \text{kg H}_2\text{SO}_4}{10^3\ \text{g H}_2\text{SO}_4} = 10{,}4\ \text{kg H}_2\text{SO}_4$$

1.18. La tostación (calentamiento en atmósfera de aire con O_2) de sulfuros es la primera etapa para la obtención de algunos elementos químicos metálicos y de ácido sulfúrico. Cuando se utiliza como materia prima la pirita de hierro, FeS_2, la reacción química de tostación conduce a la formación de Fe_2O_3 y SO_2 principalmente. Conteste a las siguientes cuestiones poniendo en todas ellas las reacciones ajustadas de los procesos que intervienen.

a) Determine la cantidad de hierro que se puede obtener cuando se reducen con carbón, en las condiciones adecuadas, los 25 g de trióxido de dihierro obtenido en el proceso de tostación, si el rendimiento de este proceso de reducción es del 80 %.

Cuando el dióxido de azufre se utiliza para la preparación de ácido sulfúrico, hay que oxidarlo con el oxígeno, O_2, del aire, en presencia de catalizadores y a temperatura de 450 °C, para obtener trióxido de azufre, que después se recoge sobre agua obteniéndose una disolución de ácido sulfúrico.

b) Determine la concentración molar de la disolución de H_2SO_4 obtenida si en la valoración de 25 cm^3 de tal disolución se gastaron 40 cm^3 de hidróxido de sodio 0,1 M.

c) Calcule el rendimiento del proceso de tostación si la cantidad de pirita utilizada fue de 100 g.

Suponiendo que el rendimiento del proceso de tostación es el mismo respecto a la obtención de dióxido de azufre:

d) Calcule el volumen de agua sobre el que se recogió (reaccionó) el trióxido de azufre, si el rendimiento de la oxidación con el aire es del 50 %.

(Castilla y León 2007)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reducción de Fe_2O_3 con C es:

$$2\ Fe_2O_3(s) + 3\ C(s) \rightarrow 2\ Fe(s) + 3\ CO_2(g)$$

Relacionando Fe_2O_3 con Fe:

$$25\ \text{g Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3}{159{,}6\ \text{g Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{2\ \text{mol Fe}}{1\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{55{,}8\ \text{g Fe}}{1\ \text{mol Fe}} \cdot \frac{80\ \text{g Fe (real)}}{100\ \text{g Fe (teórico)}} = 14\ \text{g Fe}$$

b) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y NaOH es:

$$H_2SO_4(aq) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(l)$$

Relacionando NaOH con H_2SO_4:

$$\frac{40\ \text{cm}^3\ \text{NaOH 0,1 M}}{25\ \text{cm}^3\ \text{H}_2\text{SO}_4}\cdot\frac{0{,}1\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{cm}^3\ \text{NaOH 0,1 M}}\cdot\frac{1\ \text{mmol H}_2\text{SO}_4}{2\ \text{mmol NaOH}} = 0{,}08\ \text{mol L}^{-1}$$

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la tostación de la pirita es:

$$4\ \text{FeS}_2(\text{s}) + 11\ \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\ \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 8\ \text{SO}_2(\text{g})$$

Relacionando pirita con Fe_2O_3:

$$100\ \text{g FeS}_2\cdot\frac{1\ \text{mol FeS}_2}{119{,}8\ \text{g FeS}_2}\cdot\frac{2\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3}{4\ \text{mol FeS}_2}\cdot\frac{159{,}6\ \text{g Fe}_2\text{O}_3}{1\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3} = 66{,}6\ \text{g Fe}_2\text{O}_3$$

El rendimiento del proceso de tostación es:

$$\eta = \frac{25\ \text{g Fe}_2\text{O}_3\ \text{(real)}}{66{,}6\ \text{g Fe}_2\text{O}_3\ \text{(teórico)}}\cdot 100 = 38\ \%$$

d) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a la obtención de H_2SO_4 son:

$$2\ \text{SO}_2(\text{aq}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\ \text{SO}_3(\text{g})$$

$$\text{SO}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$$

La ecuación global es:

$$\text{SO}_2(\text{g}) + ½\ \text{O}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$$

Relacionando H_2O con Fe_2O_3 teniendo en cuenta un rendimiento del 50 % para el proceso de oxidación:

$$x\ \text{mol H}_2\text{O}\cdot\frac{100\ \text{mol H}_2\text{O (teórico)}}{50\ \text{mol H}_2\text{O (real)}}\cdot\frac{1\ \text{mol SO}_2}{1\ \text{mol H}_2\text{O}}\cdot\frac{2\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3}{8\ \text{mol SO}_2}\cdot\frac{159{,}6\ \text{g Fe}_2\text{O}_3}{1\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3} = 25\ \text{g Fe}_2\text{O}_3$$

Se obtiene, $x = 0{,}31$ mol H_2O.

Considerando para el H_2O una densidad de 1,0 g cm^{-3}, el volumen gastado es:

$$0{,}31\ \text{mol H}_2\text{O}\cdot\frac{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}}\cdot\frac{1\ \text{cm}^3\ \text{H}_2\text{O}}{1{,}0\ \text{g H}_2\text{O}} = 5{,}6\ \text{cm}^3\ \text{H}_2\text{O}$$

1.19. Para alimentar las calderas de una industria, se utiliza carbón que contiene 80,0 % de carbono y 3,0 % de azufre. Si el consumo de carbón es 4,00 t/día y los gases emitidos son 2.000 m^3 h^{-1}, calcule:
a) La concentración de partículas en el gas de emisión, expresada en mg m^{-3}, si un 3,0 % del contenido inicial en carbono del carbón se emite en forma de partículas no quemadas.
b) El contenido en SO_2 en los gases de emisión, expresado en mg m^{-3}.
c) ¿Qué rendimiento tendría que exigirse al sistema de depuración de SO_2 si la normativa medioambiental limitase las emisiones del mismo a un máximo de 500 mg m^{-3}?
d) Si para depurar los gases se opta por tratarlos con caliza para transformarlos en sulfato de calcio según la reacción:

$$\text{CaCO}_3 + \text{SO}_2 + ½\ \text{O}_2 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{CO}_2$$

¿qué cantidad estequiométrica anual de caliza, expresada en toneladas, se necesita para eliminar las emisiones de SO_2, si se dispone de una caliza del 83 % de riqueza en carbonato de calcio?
e) ¿Qué cantidad de sulfato de calcio, expresada en toneladas, se retirará anualmente si el mismo contiene un 30 % en masa de humedad?

(Castilla y León 2007)

a) Las cantidades de C y S contenidas en el carbón son:

$$\frac{4{,}00\ \text{t carbón}}{\text{día}}\cdot\frac{10^6\ \text{g carbón}}{1\ \text{t carbón}}\cdot\frac{80{,}0\ \text{g C}}{100\ \text{g carbón}} = 3{,}20\cdot10^6\ \frac{\text{g C}}{\text{día}}$$

$$\frac{4{,}00\ \text{t carbón}}{\text{día}}\cdot\frac{10^6\ \text{g carbón}}{1\ \text{t carbón}}\cdot\frac{3{,}0\ \text{g S}}{100\ \text{g carbón}} = 1{,}2\cdot10^5\ \frac{\text{g S}}{\text{día}}$$

El volumen diario de gas emitido es:

$$24\ \text{h} \cdot \frac{2.000\ \text{m}^3\ \text{gas}}{\text{h}} = 4{,}800{\cdot}10^4\ \text{m}^3\ \text{gas}$$

La cantidad de C emitido sin quemar por día es:

$$3{,}20{\cdot}10^6\ \text{g C} \cdot \frac{3{,}0\ \text{g C (sin quemar)}}{100\ \text{g C (total)}} = 9{,}6{\cdot}10^4\ \text{g C}$$

La concentración diaria de partículas de C sin quemar en el gas de emisión es:

$$\frac{9{,}6{\cdot}10^4\ \text{g C}}{4{,}800{\cdot}10^4\ \text{m}^3\ \text{gas}} \cdot \frac{10^3\ \text{mg C}}{1\ \text{g C}} = 2{,}0{\cdot}10^3\ \frac{\text{mg C}}{\text{m}^3\ \text{gas}}$$

b) Suponiendo que todo el SO_2 procede del S contenido en el carbón que se quema en un día:

$$1{,}2{\cdot}10^5\ \text{g S} \cdot \frac{1\ \text{mol S}}{32{,}1\ \text{g S}} \cdot \frac{1\ \text{mol SO}_2}{1\ \text{mol S}} \cdot \frac{64{,}1\ \text{g SO}_2}{1\ \text{mol SO}_2} = 2{,}4{\cdot}10^5\ \text{g SO}_2$$

La concentración diaria de SO_2 en el gas de emisión es:

$$\frac{2{,}4{\cdot}10^5\ \text{g SO}_2}{4{,}800{\cdot}10^4\ \text{m}^3\ \text{gas}} \cdot \frac{10^3\ \text{mg SO}_2}{1\ \text{g SO}_2} = 5{,}0{\cdot}10^3\ \frac{\text{mg SO}_2}{\text{m}^3\ \text{gas}}$$

c) La cantidad de SO_2 a eliminar del gas emitido para cumplir la normativa medioambiental es:

$$5{,}0{\cdot}10^3\ \frac{\text{mg SO}_2\ \text{(total)}}{\text{m}^3\ \text{gas}} - 5{,}00{\cdot}10^2\ \frac{\text{mg SO}_2\ \text{(normativa)}}{\text{m}^3\ \text{gas}} = 4{,}5{\cdot}10^3\ \frac{\text{mg SO}_2\ \text{(eliminado)}}{\text{m}^3\ \text{gas}}$$

El rendimiento del proceso de eliminación de SO_2 es:

$$\eta = \frac{4{,}5{\cdot}10^3\ \frac{\text{mg SO}_2\ \text{(eliminado)}}{\text{m}^3\ \text{gas}}}{5{,}0{\cdot}10^3\ \frac{\text{mg SO}_2\ \text{(total)}}{\text{m}^3\ \text{gas}}} \cdot 100 = 90\ \%$$

d) La cantidad total de SO_2 a eliminar del gas emitido en un año es:

$$1\ \text{año} \cdot \frac{4{,}5{\cdot}10^3\ \text{mg SO}_2}{\text{m}^3\ \text{gas}} \cdot \frac{2.000\ \text{m}^3\ \text{gas}}{\text{h}} \cdot \frac{24\ \text{h}}{\text{día}} \cdot \frac{365\ \text{día}}{\text{año}} \cdot \frac{1\ \text{g SO}_2}{10^3\ \text{mg SO}_2} = 7{,}9{\cdot}10^7\ \text{g SO}_2$$

Relacionando SO_2 con $CaCO_3$:

$$7{,}9{\cdot}10^7\ \text{g SO}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol SO}_2}{64{,}1\ \text{g SO}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol CaCO}_3}{1\ \text{mol SO}_2} \cdot \frac{100{,}1\ \text{g CaCO}_3}{1\ \text{mol CaCO}_3} \cdot \frac{1\ \text{t CaCO}_3}{10^6\ \text{g CaCO}_3} = 1{,}2{\cdot}10^2\ \text{t CaCO}_3$$

Como se dispone de una caliza con una riqueza del 83 % en $CaCO_3$:

$$1{,}2{\cdot}10^2\ \text{t CaCO}_3 \cdot \frac{100\ \text{t caliza}}{83\ \text{t CaCO}_3} = 1{,}4{\cdot}10^2\ \text{t caliza}$$

e) Relacionando SO_2 con $CaSO_4$:

$$7{,}9{\cdot}10^7\ \text{g SO}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol SO}_2}{64{,}1\ \text{g SO}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol CaSO}_4}{1\ \text{mol SO}_2} \cdot \frac{136{,}2\ \text{g CaSO}_4}{1\ \text{mol CaSO}_4} \cdot \frac{1\ \text{t CaSO}_4}{10^6\ \text{g CaSO}_4} = 1{,}7{\cdot}10^2\ \text{t CaSO}_4$$

Como la sustancia contiene un 30 % de humedad:

$$1{,}7{\cdot}10^2\ \text{t CaSO}_4\ \text{(seco)} \cdot \frac{130\ \text{t CaSO}_4\ \text{(húmedo)}}{100\ \text{t CaSO}_4\ \text{(seco)}} = 2{,}2{\cdot}10^2\ \text{t CaSO}_4\ \text{(húmedo)}$$

(Problema similar al propuesto en Castilla y León 2005).

1.20. El antimonio tiene una creciente importancia en la industria de semiconductores, en la producción de diodos y de detectores de infrarrojos. Compuestos de antimonio en forma de óxidos, sulfuros, antimoniatos y halogenuros se emplean en la fabricación de materiales resistentes al fuego, esmaltes, vidrios, pinturas y cerámicas. El trióxido de antimonio es el más importante y se usa principalmente como retardante de llama. Estas aplicaciones como retardantes de llama comprenden distintos mercados como ropa, juguetes o cubiertas de asientos. El metal antimonio se puede obtener a partir de Sb_4O_6 por reacción con carbono, según la siguiente ecuación química:

$$Sb_4O_6(s) + 6\ C(grafito) \rightarrow 4\ Sb(s) + 6\ CO(g)$$

a) Si se utilizan 125 g de C y 300 g de Sb_4O_6, ¿qué cantidad de Sb metálico se obtiene, si el rendimiento de la reacción es del 80,0 %?

b) ¿Qué cantidad de mineral de antimonio del 75,0 % de riqueza en Sb_4O_6 es necesario consumir para que se desprendan 28,0 L de CO (g) medidos a 740 mmHg y 40 °C?

(Murcia 2007)

a) Al disponer de cantidades de ambos reactivos se debe determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. El número de moles de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{r} 125\ \text{g C} \cdot \dfrac{1\ \text{mol C}}{12\ \text{g C}} = 10{,}4\ \text{mol C} \\ 300\ \text{g } Sb_4O_6 \cdot \dfrac{1\ \text{mol } Sb_4O_6}{583{,}2\ \text{g } Sb_4O_6} = 0{,}514\ \text{mol } Sb_4O_6 \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{10{,}4\ \text{mol C}}{0{,}514\ \text{mol } Sb_4O_6} = 20{,}2$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es mayor que 6, quiere decir que sobra C, por lo que Sb_4O_6 es el reactivo limitante que determina las cantidades de productos que se forman.

Relacionando Sb_4O_6 con Sb y teniendo en cuenta que el rendimiento del proceso es del 80,0 %:

$$0{,}514\ \text{mol} \cdot \frac{4\ \text{mol Sb}}{1\ \text{mol } Sb_4O_6} \cdot \frac{121{,}8\ \text{g Sb}}{1\ \text{mol Sb}} \cdot \frac{80{,}0\ \text{g Sb (real)}}{100\ \text{g Sb (teórico)}} = 200\ \text{g Sb}$$

b) Suponiendo comportamiento ideal, el número de moles de gas es:

$$n = \frac{740\ \text{mmHg} \cdot (28{,}0\ \text{L CO})}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (40 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 1{,}06\ \text{mol CO}$$

Relacionando CO con el mineral y teniendo en cuenta que este tiene una riqueza del 75,0 %:

$$1{,}06\ \text{mol CO} \cdot \frac{1\ \text{mol } Sb_4O_6}{6\ \text{mol CO}} \cdot \frac{583{,}2\ \text{g } Sb_4O_6}{1\ \text{mol } Sb_4O_6} \cdot \frac{100\ \text{g mineral}}{75{,}0\ \text{g } Sb_4O_6} = 137\ \text{g mineral}$$

1.21. Se dispone de 1.200 L de agua ($\rho = 1{,}00$ g mL^{-1}) y de 1.000 kg de carburo de aluminio, Al_4C_3, de una pureza del 91,3 %.
a) Determine el reactivo limitante en la reacción de obtención de metano:

$$Al_4C_3 + 12\ H_2O \rightarrow 3\ CH_4 + 4\ Al(OH)_3$$

b) Calcule el volumen de metano que se puede obtener a una temperatura de 16 °C y 736 mmHg, suponiendo una pérdida del 1,80 % del gas producido.
c) Calcule el volumen de aire necesario para la combustión del metano en las condiciones mencionadas.
(Dato. Porcentaje de O_2 en el aire = 21,0 % en volumen).

(Córdoba 2008) (Málaga 2020)

a) Al disponer de cantidades de ambos reactivos se debe determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. El número de moles de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{l} 1.200\ \text{L}\ H_2O \cdot \dfrac{10^3\ \text{mL}\ H_2O}{1\ \text{L}\ H_2O} \cdot \dfrac{1{,}00\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{mL}\ H_2O} \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} = 6{,}67{\cdot}10^4\ \text{mol}\ H_2O \\ 1.000\ \text{kg}\ Al_4C_3 \cdot \dfrac{10^3\ \text{g}\ Al_4C_3}{1\ \text{kg}\ Al_4C_3} \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ Al_4C_3}{144{,}0\ \text{g}\ Al_4C_3} = 6{,}94{\cdot}10^3\ \text{mol}\ Al_4C_3 \end{array}\right\} \rightarrow \frac{6{,}67{\cdot}10^4\ \text{mol}\ H_2O}{6{,}94{\cdot}10^3\ \text{mol}\ Al_4C_3} = 10$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es menor que 12, quiere decir que queda Al_4C_3 sin reaccionar, por lo que el H_2O es el reactivo limitante que determina la cantidad de CH_4 que se obtiene.

b) Relacionando H_2O con CH_4 y teniendo en cuenta que se pierde el 1,80 % del CH_4:

$$6{,}67{\cdot}10^4\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{3\ \text{mol}\ CH_4}{12\ \text{mol}\ H_2O} \cdot \frac{(100 - 1{,}80)\ \text{mol}\ CH_4\ \text{(real)}}{100\ \text{mol}\ CH_4\ \text{(teórico)}} = 1{,}64{\cdot}10^4\ \text{mol}\ CH_4$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(1{,}64{\cdot}10^4\ \text{mol}\ CH_4) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (16 + 273{,}15)\ \text{K}}{736\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 4{,}00{\cdot}10^5\ \text{L}\ CH_4$$

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del CH_4 es:

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(g)$$

Relacionando CH_4 con O_2:

$$1{,}64{\cdot}10^4\ \text{mol}\ CH_4 \cdot \frac{2\ \text{mol}\ O_2}{1\ \text{mol}\ CH_4} = 3{,}28{\cdot}10^4\ \text{mol}\ O_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(3{,}28{\cdot}10^4\ \text{mol}\ O_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (16 + 273{,}15)\ \text{K}}{736\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 8{,}00{\cdot}10^5\ \text{L}\ O_2$$

Relacionando O_2 con aire:

$$8{,}00{\cdot}10^5\ \text{L}\ O_2 \cdot \frac{100\ \text{L aire}}{21{,}0\ \text{L}\ O_2} = 3{,}81{\cdot}10^6\ \text{L aire}$$

(Problema similar al propuesto en Valencia 1998).

1.22. Una industria química utiliza cada día 10,0 t de sulfato de amonio que prepara según la siguiente reacción:

$$2\ NH_3(aq) + H_2SO_4(aq) \rightarrow (NH_4)_2SO_4(aq)$$

a) Si la reacción transcurre con un 80,0 % de rendimiento, ¿qué volumen de disolución 2,00 M de ácido sulfúrico será necesario utilizar diariamente?

b) En la reacción se utiliza amoniaco gaseoso que está contenido en un depósito de 10,0 m^3 de capacidad y a una temperatura de 25 °C, ¿cuál será la presión del gas dentro del recipiente si se cargan en su interior 100 kg de NH_3?

c) ¿A qué temperatura se tendría que abrir la válvula de seguridad del depósito, si este soporta una presión máxima interior de 20 atm?

d) Cuando se cargó el amoniaco en el depósito, fue necesario hacer un barrido de las tuberías introduciendo en este 0,500 kg de N_2 (gas inerte). Calcule la presión parcial del nitrógeno en el depósito y la presión total.

(Castilla y León 2008)

a) Como el rendimiento del proceso es del 80,0 %, previamente hay que calcular la cantidad de sustancia que se quiere obtener:

$$x\ \text{t}\ (NH_4)_2SO_4\ \text{(teórico)} \cdot \frac{80{,}0\ \text{t}\ (NH_4)_2SO_4\ \text{(real)}}{100\ \text{t}\ (NH_4)_2SO_4\ \text{(teórico)}} = 10{,}0\ \text{t}\ (NH_4)_2SO_4\ \text{(real)} \rightarrow x = 12{,}5\ \text{t}\ (NH_4)_2SO_4$$

$$12{,}5\ \text{t}\ (NH_4)_2SO_4 \cdot \frac{10^6\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4}{1\ \text{t}\ (NH_4)_2SO_4} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4}{132{,}0\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4} = 9{,}47{\cdot}10^5\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4$$

Relacionando $(NH_4)_2SO_4$ con H_2SO_4:

$$9{,}47{\cdot}10^5\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4} = 9{,}47{\cdot}10^5\ \text{mol}\ H_2SO_4$$

Como se utiliza disolución 2,00 M de H_2SO_4:

$$9{,}47{\cdot}10^5\ \text{mol}\ H_2SO_4 \cdot \frac{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ 2{,}00\ \text{M}}{2{,}00\ \text{mol}\ H_2SO_4} \cdot \frac{1\ \text{m}^3\ H_2SO_4\ 2{,}00\ \text{M}}{10^3\ \text{L}\ H_2SO_4\ 2{,}00\ \text{M}} = 474\ \text{m}^3\ H_2SO_4\ 2{,}00\ \text{M}$$

b) El número de moles de NH_3 introducidos en el depósito es:

$$100\ \text{kg}\ NH_3 \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ NH_3}{1\ \text{kg}\ NH_3} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ NH_3}{17{,}0\ \text{g}\ NH_3} = 5{,}88{\cdot}10^3\ \text{mol}\ NH_3$$

Considerando comportamiento ideal, la presión que ejerce el NH_3 en el interior del recipiente es:

$$p = \frac{(5{,}88{\cdot}10^3\ \text{mol}) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{10{,}0\ \text{m}^3} \cdot \frac{1\ \text{m}^3}{10^3\ \text{L}} = 14{,}4\ \text{atm}$$

c) Como se trata de un recipiente de paredes rígidas el volumen es constante, por lo que de acuerdo con la ley de Gay-Lussac de las transformaciones isócoras (1803) la temperatura del gas es:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \rightarrow \frac{14{,}4\ \text{atm}}{(25 + 273{,}15)\ \text{K}} = \frac{20{,}0\ \text{atm}}{T_2} \rightarrow T_2 = 414\ \text{K}$$

d) El número de moles de N_2 introducidos para limpiar el depósito es:

$$0{,}500\ \text{kg}\ N_2 \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ N_2}{1\ \text{kg}\ N_2} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ N_2}{28{,}0\ \text{g}\ N_2} = 17{,}9\ \text{mol}\ N_2$$

Considerando comportamiento ideal, la presión que ejerce el N_2 en el interior del recipiente es:

$$p_{N_2} = \frac{(17{,}9\ \text{mol}\ N_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{10\ \text{m}^3} \cdot \frac{1\ \text{m}^3}{10^3\ \text{L}} = 0{,}0438\ \text{atm}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión total de la mezcla es:

$$p_{\text{total}} = p_{N_2} + p_{NH_3} = (0{,}0438 + 14{,}4)\ \text{atm} = 14{,}44\ \text{atm}$$

1.23. El cemento aluminoso contiene en su composición, entre otros, un 40,0 % de óxido de calcio y un 40,0 % de óxido de aluminio. En una fábrica determinada se desea obtener diariamente una producción de 1.200 t de este cemento, empleándose como materia prima caliza (mineral que contiene carbonato de calcio), que al calcinarse se descompone en dióxido de carbono y óxido de calcio, y bauxita (mineral que contiene óxido de aluminio). Si el rendimiento global del proceso es del 91,0 %, calcule:
a) La masa diaria de caliza necesaria, expresada en toneladas, si su riqueza es del 83,0 % en carbonato de calcio.
b) La masa diaria de bauxita necesaria, expresada en toneladas, si su riqueza es del 57,0 % en óxido de aluminio.
c) La emisión anual de dióxido de carbono a la atmósfera, a 20 °C y 1 atm, expresada en m^3, provocada por el proceso de calcinación de la caliza.
d) La solubilidad del dióxido de carbono en agua es 2,0 g L^{-1} a 20°C, si esta disolución se trata con disolución acuosa de hidróxido de sodio se forma una disolución acuosa de carbonato de sodio. Calcule la concentración de la citada disolución expresada como porcentaje en masa y molaridad. (Considere que la densidad de la disolución es 1,0 g mL^{-1}).

(Castilla y León 2008)

a) La ecuación química correspondiente a la obtención de CaO a partir de $CaCO_3$ es:

$$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

La cantidad de CaO contenida en el cemento es:

$$1.200\ \text{t cemento} \cdot \frac{40{,}0\ \text{t CaO}}{100\ \text{t cemento}} \cdot \frac{10^6\ \text{g CaO}}{1\ \text{t CaO}} \cdot \frac{1\ \text{mol CaO}}{56{,}1\ \text{g CaO}} = 8{,}56 \cdot 10^6\ \text{mol CaO}$$

Relacionando CaO con $CaCO_3$ teniendo en cuenta un rendimiento del 91,0 %:

$$8{,}56 \cdot 10^6\ \text{mol CaO} \cdot \frac{1\ \text{mol } CaCO_3}{1\ \text{mol CaO}} \cdot \frac{100\ \text{mol } CaCO_3\ \text{(teórico)}}{91{,}0\ \text{mol } CaCO_3\ \text{(real)}} = 9{,}41 \cdot 10^6\ \text{mol } CaCO_3$$

La cantidad de caliza con una riqueza del 83,0 % necesaria para tener la de $CaCO_3$ calculada:

$$9{,}41 \cdot 10^6\ \text{mol } CaCO_3 \cdot \frac{100{,}1\ \text{g } CaCO_3}{1\ \text{mol } CaCO_3} \cdot \frac{100\ \text{g caliza}}{83{,}0\ \text{g } CaCO_3} \cdot \frac{1\ \text{t caliza}}{10^6\ \text{g caliza}} = 1{,}13 \cdot 10^3\ \text{t caliza}$$

b) La cantidad de Al_2O_3 contenida en el cemento es:

$$1.200\ \text{t cemento} \cdot \frac{40{,}0\ \text{t } Al_2O_3}{100\ \text{t cemento}} = 480\ \text{t } Al_2O_3$$

Considerando que el rendimiento es global y también afecta a la transformación de bauxita en Al_2O_3:

$$480\ \text{t } Al_2O_3 \cdot \frac{100\ \text{t } Al_2O_3\ \text{(teórico)}}{91{,}0\ \text{t } Al_2O_3\ \text{(real)}} \cdot \frac{100\ \text{t bauxita}}{57{,}0\ \text{t } Al_2O_3} = 925\ \text{t bauxita}$$

c) Relacionando la cantidad diaria de cemento con CO_2:

$$1.200\ \text{t cemento} \cdot \frac{40{,}0\ \text{t CaO}}{100\ \text{t cemento}} \cdot \frac{10^6\ \text{g CaO}}{1\ \text{t CaO}} \cdot \frac{1\ \text{mol CaO}}{56{,}1\ \text{g CaO}} \cdot \frac{1\ \text{mol } CO_2}{1\ \text{mol CaO}} = 8{,}56 \cdot 10^6\ \text{mol } CO_2$$

La cantidad de CO_2 emitida en un año es:

$$1\ \text{año} \cdot \frac{8{,}56 \cdot 10^6\ \text{mol } CO_2}{\text{día}} \cdot \frac{365\ \text{día}}{\text{año}} = 3{,}12 \cdot 10^9\ \text{mol } CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el CO_2 es:

$$V = \frac{(3{,}12 \cdot 10^9\ \text{mol}) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} \cdot \frac{1\ \text{m}^3}{10^3\ \text{L}} = 7{,}50 \cdot 10^7\ \text{m}^3\ CO_2$$

d) La ecuación química correspondiente a la absorción de CO_2 con NaOH es:

$$CO_2(g) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow Na_2CO_3(aq) + H_2O(l)$$

Si se parte de una disolución con una concentración de CO_2 de 2,0 g L^{-1} la molaridad respecto al Na_2CO_3 formado es:

$$\frac{2{,}0\ g\ CO_2}{L\ disolución} \cdot \frac{1\ mol\ CO_2}{44{,}0\ g\ CO_2} \cdot \frac{1\ mol\ Na_2CO_3}{1\ mol\ CO_2} = 0{,}045\ mol\ L^{-1}$$

La concentración de la disolución anterior expresada como % en masa es:

$$\frac{0{,}45\ mol\ Na_2CO_3}{L\ disolución} \cdot \frac{106{,}0\ g\ Na_2CO_3}{1\ mol\ Na_2CO_3} \cdot \frac{L\ disolución}{10^3\ mL\ disolución} \cdot \frac{1\ mL\ disolución}{1{,}0\ g\ disolución} \cdot 100 = 0{,}48\ \%\ Na_2CO_3$$

1.24. El fósforo blanco, P_4, se puede obtener tratando mineral fosforita (fosfato de calcio impuro) con carbón y arena (sílice). El proceso se realiza en un horno eléctrico según la siguiente ecuación química:

$2\ Ca_3(PO_4)_2(s) + 10\ C(s) + 6\ SiO_2(s) \rightarrow 6\ CaSiO_3(s) + 10\ CO(g) + P_4(s)$

Se hacen reaccionar 20,0 kg de fosforita (70,0 % en masa de fosfato de calcio) con las cantidades necesarias de los demás reactivos. Sabiendo que el rendimiento del proceso es del 80,0 %, calcule:

a) La cantidad, en kg, de fósforo blanco obtenido.

b) El volumen, en L, de monóxido de carbono generado, medido a 35 °C y 780 mmHg.

c) La cantidad de carbón, en kg, necesaria si su riqueza es del 60,0 %.

(Preselección Valencia 2008)

a) La cantidad de $Ca_3(PO_4)_2$ contenido en la muestra de fosforita es:

$$20{,}0\ kg\ fosforita \cdot \frac{10^3\ g\ fosforita}{1\ kg\ fosforita} \cdot \frac{70{,}0\ g\ Ca_3(PO_4)_2}{100\ g\ fosforita} \cdot \frac{1\ mol\ Ca_3(PO_4)_2}{310{,}3\ g\ Ca_3(PO_4)_2} = 45{,}1\ mol\ Ca_3(PO_4)_2$$

Relacionando $Ca_3(PO_4)_2$ con P_4 teniendo en cuenta que el rendimiento del proceso es del 80,0 %:

$$45{,}1\ mol\ Ca_3(PO_4)_2 \cdot \frac{1\ mol\ P_4}{2\ mol\ Ca_3(PO_4)_2} \cdot \frac{124\ g\ P_4}{1\ mol\ P_4} \cdot \frac{1\ kg\ P_4}{10^3\ g\ P_4} \cdot \frac{80{,}0\ kg\ P_4\ (real)}{100\ kg\ P_4\ (teórico)} = 2{,}24\ kg\ P_4$$

b) Relacionando $Ca_3(PO_4)_2$ con CO:

$$45{,}1\ mol\ Ca_3(PO_4)_2 \cdot \frac{10\ mol\ CO}{2\ mol\ Ca_3(PO_4)_2} \cdot \frac{80{,}0\ mol\ CO\ (real)}{100\ mol\ CO\ (teórico)} = 180\ mol\ CO$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(180\ mol\ CO) \cdot (0{,}08206\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot (35 + 273{,}15)\ K}{780\ mmHg} \cdot \frac{760\ mmHg}{1\ atm} = 4{,}43 \cdot 10^3\ L\ CO$$

c) Relacionando $Ca_3(PO_4)_2$ con C:

$$45{,}1\ mol\ Ca_3(PO_4)_2 \cdot \frac{10\ mol\ C}{2\ mol\ Ca_3(PO_4)_2} \cdot \frac{12{,}0\ g\ C}{1\ mol\ C} \cdot \frac{1\ kg\ C}{10^3\ g\ C} = 2{,}71\ kg\ C$$

Teniendo en cuenta que se utiliza un carbón con una riqueza del 60,0 % en C:

$$2{,}71\ kg\ C \cdot \frac{100\ kg\ carbón}{60{,}0\ kg\ C} = 4{,}52\ kg\ carbón$$

1.25. La fosfina es un gas tóxico que reacciona con oxígeno según la siguiente ecuación:

$$4\ PH_3(g) + 8\ O_2(g) \rightarrow P_4H_{10}(s) + 6\ H_2O(l)$$

a) Se hacen reaccionar 6,8 g de fosfina con 6,4 g de oxígeno. Calcule la cantidad en gramos de P_4H_{10} obtenido.

b) Si el rendimiento del proceso fuera del 80,0 %, calcule las cantidades de fosfina y de oxígeno necesarias para obtener 142 g de P_4H_{10}.

(Preselección Valencia 2009)

a) Al disponer de cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{r} 6{,}8\ \text{g}\ PH_3 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ PH_3}{34{,}0\ \text{g}\ PH_3} = 0{,}20\ \text{mol}\ PH_3 \\ 6{,}4\ \text{g}\ O_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ O_2}{32{,}0\ \text{g}\ O_2} = 0{,}20\ \text{mol}\ O_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{0{,}20\ \text{mol}\ O_2}{0{,}20\ \text{mol}\ PH_3} = 1{,}0$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es menor que 2, quiere decir que queda PH_3 sin reaccionar, por lo que el O_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de P_4H_{10} que se obtiene.

$$0{,}20\ \text{mol}\ O_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ P_4H_{10}}{8\ \text{mol}\ O_2} \cdot \frac{134{,}0\ \text{g}\ P_4H_{10}}{1\ \text{mol}\ P_4H_{10}} = 3{,}4\ \text{g}\ P_4H_{10}$$

b) Si el rendimiento del proceso es del 80,0 %, la cantidad de P_4H_{10} que habría que sintetizar para tener realmente 142 g es:

$$x\ \text{g}\ P_4H_{10}\ \text{(teórico)} \cdot \frac{80{,}0\ \text{g}\ P_4H_{10}\ \text{(real)}}{100\ \text{g}\ P_4H_{10}\ \text{(teórico)}} = 142\ \text{g}\ P_4H_{10}\ \text{(real)} \quad \rightarrow \quad x = 178\ \text{g}\ P_4H_{10}$$

$$178\ \text{g}\ P_4H_{10} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ P_4H_{10}}{132{,}0\ \text{g}\ P_4H_{10}} = 1{,}35\ \text{mol}\ P_4H_{10}$$

Relacionando P_4H_{10} con ambos reactivos:

$$1{,}35\ \text{mol}\ P_4H_{10} \cdot \frac{4\ \text{mol}\ PH_3}{1\ \text{mol}\ P_4H_{10}} \cdot \frac{34{,}0\ \text{g}\ PH_3}{1\ \text{mol}\ PH_3} = 184\ \text{g}\ PH_3$$

La cantidad del otro reactivo que ya no se vería afectada por el rendimiento es:

$$142\ \text{g}\ P_4H_{10} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ P_4H_{10}}{132{,}0\ \text{g}\ P_4H_{10}} \cdot \frac{8\ \text{mol}\ O_2}{1\ \text{mol}\ P_4H_{10}} \cdot \frac{32{,}0\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} = 275\ \text{g}\ O_2$$

1.26. En el proceso Deacon se obtiene gas cloro mediante la siguiente ecuación:

$$4\ HCl(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ Cl_2(g) + 2\ H_2O(g)$$

a) Si el rendimiento del proceso anterior es del 70,0 %, calcule el volumen, en litros, de cloro obtenido a 390 °C y 1 atm, al hacer reaccionar 328,5 g de HCl(g) con 361,6 g de O_2(g).

b) Calcule el número de litros de disolución acuosa de HCl concentrado de densidad 1,18 g mL^{-1} y riqueza 35 % en masa que se podrán preparar 328,5 g de HCl(g) en agua.

(Preselección Valencia 2009)

a) Al disponer de cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{r} 328{,}5\ \text{g}\ HCl \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ HCl}{36{,}5\ \text{g}\ HCl} = 9{,}00\ \text{mol}\ HCl \\ 361{,}6\ \text{g}\ O_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ O_2}{32{,}0\ \text{g}\ O_2} = 11{,}3\ \text{mol}\ O_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{9{,}00\ \text{mol}\ HCl}{11{,}3\ \text{mol}\ O_2} = 0{,}796$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es menor que 4, quiere decir que queda O_2 sin reaccionar, por lo que el HCl es el reactivo limitante que determina la cantidad de Cl_2 que se obtiene.

$$9{,}00\ \text{mol HCl} \cdot \frac{2\ \text{mol Cl}_2}{4\ \text{mol HCl}} = 4{,}50\ \text{mol Cl}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(4{,}50\ \text{mol Cl}_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (390 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 245\ \text{L Cl}_2$$

Como el rendimiento del proceso es del 70,0 %, la cantidad de Cl_2 que se obtiene es:

$$245\ \text{L Cl}_2\ \text{(teórico)} \cdot \frac{70{,}0\ \text{L Cl}_2\ \text{(real)}}{100\ \text{L Cl}_2\ \text{(teórico)}} = 171\ \text{L Cl}_2$$

b) El volumen de disolución de HCl del 35 % de riqueza que se puede preparar es:

$$9{,}00\ \text{mol HCl} \cdot \frac{36{,}5\ \text{g HCl}}{1\ \text{mol HCl}} \cdot \frac{100\ \text{g HCl 35 \%}}{35\ \text{g HCl}} \cdot \frac{1\ \text{mL HCl 35 \%}}{1{,}18\ \text{g HCl 35 \%}} \cdot \frac{1\ \text{L HCl 35 \%}}{10^3\ \text{mL HCl 35 \%}} = 0{,}80\ \text{L HCl 35 \%}$$

1.27. El carbonato de magnesio reacciona con el ácido clorhídrico para dar cloruro de magnesio, dióxido de carbono y agua.
a) Calcule el volumen de ácido clorhídrico, de densidad 1,095 g mL^{-1} y del 20,0 % en masa, que se necesita para que reaccione con 30,4 g de carbonato de magnesio.
b) Si en el proceso anterior se obtienen 7,4 L de dióxido de carbono, medidos a 1 atm y 27 °C, ¿cuál ha sido el rendimiento de la reacción?

(Castilla y León 2010)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $MgCO_3$ y HCl es:

$$MgCO_3(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

Relacionando $MgCO_3$ con HCl:

$$30{,}4\ \text{g MgCO}_3 \cdot \frac{1\ \text{mol MgCO}_3}{84{,}3\ \text{g MgCO}_3} \cdot \frac{2\ \text{mol HCl}}{1\ \text{mol MgCO}_3} \cdot \frac{36{,}5\ \text{g HCl}}{1\ \text{mol HCl}} = 26{,}3\ \text{g HCl}$$

Como se dispone de una disolución de riqueza 20,0 % y densidad 1,095 g mL^{-1}:

$$26{,}3\ \text{g HCl} \cdot \frac{100\ \text{g HCl 20,0 \%}}{20{,}0\ \text{g HCl}} \cdot \frac{1\ \text{mL HCl 20,0 \%}}{1{,}095\ \text{g HCl 20,0 \%}} = 120\ \text{mL HCl 20,0 \%}$$

b) Para calcular el rendimiento del proceso es preciso determinar el volumen de CO_2 que se debería haber obtenido a partir de la muestra dada:

$$30{,}4\ \text{g MgCO}_3 \cdot \frac{1\ \text{mol MgCO}_3}{84{,}3\ \text{g MgCO}_3} \cdot \frac{1\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol MgCO}_3} = 0{,}361\ \text{mol CO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}361\ \text{mol CO}_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 8{,}89\ \text{L CO}_2$$

Relacionando las cantidades experimental y teórica se obtiene el rendimiento:

$$\eta = \frac{7{,}4\ \text{L CO}_2\ \text{(real)}}{8{,}89\ \text{L CO}_2\ \text{(teórico)}} \cdot 100 = 83\ \%$$

1.28. La urea, $CO(NH_2)_2$, es un sólido cristalino que se utiliza como fertilizante. A escala industrial la síntesis de la urea se realiza por reacción entre el dióxido de carbono y amoniaco a 350 °C y 35 atm de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$CO_2(g) + 2\ NH_3(g) \rightarrow CO(NH_2)_2(s) + H_2O(l)$$

Si el rendimiento del proceso anterior es del 80,0 % y se desean obtener 1.000 kg de urea:

a) Calcule el volumen necesario de dióxido de carbono, medido en las condiciones del proceso.

b) El $NH_3(g)$ utilizado en la síntesis del apartado a) se encontraba en un depósito de 70,0 m^3 de capacidad y a una temperatura de 25 °C, ¿cuál era la presión del gas en el interior del depósito?

(Preselección Valencia 2010)

a) Si el rendimiento del proceso es del 80 %, la cantidad de urea que habría que sintetizar para tener realmente 1.000 kg es:

$$x\ \text{kg}\ CO(NH_2)_2\ \text{(teórico)} \cdot \frac{80{,}0\ \text{kg}\ CO(NH_2)_2\ \text{(real)}}{100\ \text{kg}\ CO(NH_2)_2\ \text{(teórico)}} = 1.000\ \text{kg}\ CO(NH_2)_2\ \text{(real)}$$

Se obtiene, $x = 1{,}25{\cdot}10^3$ kg $CO(NH_2)_2$

$$1{,}25{\cdot}10^3\ \text{kg}\ CO(NH_2)_2 \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ CO(NH_2)_2}{1\ \text{kg}\ CO(NH_2)_2} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO(NH_2)_2}{60{,}0\ \text{g}\ CO(NH_2)_2} = 2{,}08{\cdot}10^4\ \text{mol}\ CO(NH_2)_2$$

Relacionando $CO(NH_2)_2$ y CO_2:

$$2{,}08{\cdot}10^4\ \text{mol}\ CO(NH_2)_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ OC(NH_2)_2} = 2{,}08{\cdot}10^4\ \text{mol}\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(2{,}08{\cdot}10^4\ \text{mol}\ CO_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (350 + 273{,}15)\ \text{K}}{35\ \text{atm}} = 3{,}0{\cdot}10^4\ \text{L}\ CO_2$$

b) La cantidad necesaria de NH_3 para producir la urea requerida no está sujeta al rendimiento:

$$1.000\ \text{kg}\ CO(NH_2)_2 \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ CO(NH_2)_2}{1\ \text{kg}\ CO(NH_2)_2} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO(NH_2)_2}{60{,}0\ \text{g}\ CO(NH_2)_2} \cdot \frac{2\ \text{mol}\ NH_3}{1\ \text{mol}\ CO(NH_2)_2} = 3{,}33{\cdot}10^4\ \text{mol}\ NH_3$$

Considerando comportamiento ideal, la presión ejercida por el gas en el depósito es:

$$p = \frac{(3{,}33{\cdot}10^4\ \text{mol}) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{70{,}0\ \text{m}^3} \cdot \frac{1\ \text{m}^3}{10^3\ \text{L}} = 11{,}6\ \text{atm}$$

1.29. El nitrato de potasio se obtiene industrialmente a partir de cloruro de potasio y ácido nítrico en presencia de oxígeno según la ecuación:

$$4\ KCl + 4\ HNO_3 + O_2 \rightarrow 4\ KNO_3 + 2\ H_2O + 2\ Cl_2$$

Sabiendo que el rendimiento del proceso es del 90,0 %:

a) ¿Cuántos kg de nitrato de potasio se obtendrán como máximo a partir de 50,0 kg de cloruro de potasio y 50,0 kg de ácido nítrico?

b) ¿Qué volumen, en litros, de disolución de ácido nítrico concentrado, de riqueza 60,0 % en masa y densidad 1,37 g mL^{-1}, serán necesarios para obtener los 50 kg de ácido nítrico?

(Preselección Valencia 2010)

a) Al disponer de cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada reactivo es:

$$\left.\begin{aligned} 50{,}0\ \text{kg}\ KCl \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ KCl}{1\ \text{kg}\ KCl} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ KCl}{74{,}6\ \text{g}\ KCl} &= 670\ \text{mol}\ KCl \\ 50{,}0\ \text{kg}\ HNO_3 \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ HNO_3}{1\ \text{kg}\ HNO_3} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ HNO_3}{63{,}0\ \text{g}\ HNO_3} &= 795\ \text{mol}\ HNO_3 \end{aligned}\right\} \rightarrow \frac{795\ \text{mol}\ HNO_3}{670\ \text{mol}\ KCl} = 1{,}19$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es mayor que 1, quiere decir que queda HNO_3 sin reaccionar, por lo que el KCl es el reactivo limitante que determina la cantidad de KNO_3 que se obtiene.

$$670\ \text{mol KCl} \cdot \frac{4\ \text{mol KNO}_3}{4\ \text{mol KCl}} \cdot \frac{101{,}1\ \text{g KNO}_3}{1\ \text{mol KNO}_3} \cdot \frac{1\ \text{kg KNO}_3}{10^3\ \text{g KNO}_3} = 67{,}7\ \text{kg KNO}_3$$

Como el rendimiento del proceso es del 90,0 %, la máxima cantidad de KNO_3 que se obtiene es:

$$67{,}7\ \text{kg KNO}_3\ \text{(teórico)} \cdot \frac{90{,}0\ \text{kg KNO}_3\ \text{(real)}}{100\ \text{kg KNO}_3\ \text{(teórico)}} = 61{,}0\ \text{kg KNO}_3$$

b) El volumen de disolución de HNO_3 de riqueza 60,0 % que se necesita es:

$$50{,}0\ \text{kg HNO}_3 \cdot \frac{10^3\ \text{g HNO}_3}{1\ \text{kg HNO}_3} \cdot \frac{100\ \text{g HNO}_3\ 60{,}0\ \%}{60{,}0\ \text{g HNO}_3} = 8{,}33{\cdot}10^4\ \text{g HNO}_3\ 60{,}0\ \%$$

$$8{,}33{\cdot}10^4\ \text{g HNO}_3\ 60{,}0\ \% \cdot \frac{1\ \text{mL HNO}_3\ 60{,}0\ \%}{1{,}37\ \text{g HNO}_3\ 60{,}0\ \%} \cdot \frac{1\ \text{L HNO}_3\ 60{,}0\ \%}{10^3\ \text{mL HNO}_3\ 60{,}0\ \%} = 60{,}8\ \text{L HNO}_3\ 60{,}0\ \%$$

1.30. En el proceso Deacon se obtiene cloro gas mediante la siguiente ecuación:

$$4\ HCl(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ Cl_2(g) + 2\ H_2O(g)$$

Se hace reaccionar, a 350 °C y 1,5 atm, una mezcla de 60,00 kg de HCl(g) y 10,50 kg de O_2(g). Si el rendimiento del proceso es del 75,0 %, calcule:

a) El volumen de HCl(g) que ha reaccionado, medido a 25 °C y 1 atm de presión.

b) La masa de cloro obtenida.

c) El volumen que ocupará el cloro obtenido a 25 °C y 800 mmHg de presión.

(Preselección Valencia 2011)

a) Al disponer de cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{l} 60{,}00\ \text{kg HCl} \cdot \dfrac{10^3\ \text{g HCl}}{1\ \text{kg HCl}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}} = 1.644\ \text{mol HCl} \\ 10{,}50\ \text{kg O}_2 \cdot \dfrac{10^3\ \text{g O}_2}{1\ \text{kg O}_2} \cdot \dfrac{1\ \text{mol O}_2}{32{,}0\ \text{g O}_2} = 328{,}1\ \text{mol O}_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{1.644\ \text{mol HCl}}{328{,}1\ \text{mol O}_2} = 5{,}010$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es mayor que 4, quiere decir que queda HCl sin reaccionar, por lo que el O_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de Cl_2 que se obtiene.

$$328{,}1\ \text{mol O}_2 \cdot \frac{4\ \text{mol HCl}}{1\ \text{mol O}_2} = 1.312\ \text{mol HCl}$$

Como el rendimiento del proceso es del 75,0 %, la cantidad de HCl que reacciona es:

$$1.312\ \text{mol HCl}\ \text{(teórico)} \cdot \frac{75{,}0\ \text{mol HCl}\ \text{(real)}}{100\ \text{mol HCl}\ \text{(teórico)}} = 983\ \text{mol HCl}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el HCl que reacciona es:

$$V = \frac{(983\ \text{mol HCl}) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 2{,}40{\cdot}10^4\ \text{L HCl}$$

b) Relacionando O_2 con Cl_2:

$$328{,}1\ \text{mol O}_2 \cdot \frac{2\ \text{mol Cl}_2}{1\ \text{mol O}_2} \cdot \frac{75{,}0\ \text{mol Cl}_2\ \text{(real)}}{100\ \text{mol Cl}_2\ \text{(teórico)}} = 492\ \text{mol Cl}_2$$

$$492\ \text{mol Cl}_2 \cdot \frac{71{,}0\ \text{g Cl}_2}{1\ \text{mol Cl}_2} \cdot \frac{1\ \text{kg Cl}_2}{10^3\ \text{g Cl}_2} = 34{,}9\ \text{kg Cl}_2$$

c) Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(492\ \text{mol Cl}_2)\cdot(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(25+273{,}15)\ \text{K}}{800\ \text{mmHg}}\cdot\frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 1{,}14\cdot10^4\ \text{L Cl}_2$$

1.31. Se quieren preparar 0,500 mol de un compuesto Z puro mediante las siguientes reacciones:
X → 2 Y
3 Y → 2 Z
Se espera un rendimiento del 70,0 % en la primera etapa y del 65,0 % en la segunda. En la purificación del compuesto Z por recristalización en agua caliente, se producen unas pérdidas del 20,0 % de este compuesto. Determine la cantidad de moles del compuesto X necesarios para llevar a cabo el proceso.

(Baleares 2012)

▪ Recristalización ($\eta = 80{,}0$ %):

$$n_3\ \text{mol Z (teórico)}\cdot\frac{80{,}0\ \text{mol Z (recristalizado)}}{100\ \text{mol Z (teórico)}} = 0{,}500\ \text{mol Z} \quad\rightarrow\quad n_3 = 0{,}625\ \text{mol Z}$$

▪ 2ª Etapa ($\eta = 65{,}0$ %):

$$n_2\ \text{mol Y (teórico)}\cdot\frac{65{,}0\ \text{mol Y (real)}}{100\ \text{mol Y (teórico)}}\cdot\frac{2\ \text{mol Z}}{3\ \text{mol Y}} = 0{,}625\ \text{mol Z} \quad\rightarrow\quad n_2 = 1{,}44\ \text{mol Y}$$

▪ 1ª Etapa ($\eta = 70{,}0$ %):

$$n_1\ \text{mol X (teórico)}\cdot\frac{70{,}0\ \text{mol X (real)}}{100\ \text{mol X (teórico)}}\cdot\frac{2\ \text{mol Y}}{1\ \text{mol X}} = 1{,}44\ \text{mol Y} \quad\rightarrow\quad n_1 = 1{,}03\ \text{mol X}$$

1.32. Cierta central térmica utiliza carbón (lignito) como combustible y transforma su energía química en energía eléctrica. Si una de sus calderas consume en una hora 1.000 kg de lignito, el cual tiene una riqueza en carbono del 80,0 %.
a) Calcule los litros de aire, medidos a 800 mmHg y 100 °C, que son necesarios para quemar esa cantidad de carbón.
b) El lignito utilizado contiene el 7,00 % de S, cuya combustión produce otro gas muy contaminante, dióxido de azufre (responsable de la lluvia ácida). Calcule la cantidad en kg de dióxido de azufre que se produce en la combustión de los 1.000 kg de lignito, si el rendimiento de la conversión de azufre a SO_2 es del 70,0 %.
(Dato. El aire contiene un 21,0 % en volumen de oxígeno).

(Preselección Valencia 2012)

a) La ecuación química correspondiente a la combustión del C es:

$$\text{C(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2\text{(g)}$$

Relacionando carbón y O_2:

$$1.000\ \text{kg lignito}\cdot\frac{10^3\ \text{g lignito}}{1\ \text{kg lignito}}\cdot\frac{80{,}0\ \text{g C}}{100\ \text{g lignito}}\cdot\frac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}}\cdot\frac{1\ \text{mol O}_2}{1\ \text{mol C}} = 6{,}67\cdot10^4\ \text{mol O}_2$$

Relacionando O_2 y aire:

$$6{,}67\cdot10^4\ \text{mol O}_2\cdot\frac{100\ \text{L aire}}{21{,}0\ \text{L O}_2} = 3{,}17\cdot10^5\ \text{mol aire}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el aire es:

$$V = \frac{(3{,}17\cdot10^5\ \text{mol})\cdot(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(100+273{,}15)\ \text{K}}{800\ \text{mmHg}}\cdot\frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 9{,}22\cdot10^6\ \text{L aire}$$

b) La ecuación química correspondiente a la combustión del S es:

$$\text{S(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{SO}_2\text{(g)}$$

Relacionando carbón con S y SO_2:

$$1.000\ \text{kg lignito} \cdot \frac{10^3\ \text{g lignito}}{1\ \text{kg lignito}} \cdot \frac{7{,}00\ \text{g S}}{100\ \text{g lignito}} \cdot \frac{1\ \text{mol S}}{32{,}1\ \text{g S}} \cdot \frac{1\ \text{mol SO}_2}{1\ \text{mol S}} = 2{,}19 \cdot 10^3\ \text{mol SO}_2$$

Teniendo en cuenta que el rendimiento del proceso es del 70,0 %:

$$2{,}19 \cdot 10^3\ \text{mol SO}_2\text{(teórico)} \cdot \frac{70{,}0\ \text{mol SO}_2\ \text{(real)}}{100\ \text{mol SO}_2\ \text{(teórico)}} \cdot \frac{64{,}1\ \text{g SO}_2}{1\ \text{mol SO}_2} \cdot \frac{1\ \text{kg SO}_2}{10^3\ \text{g SO}_2} = 98{,}3\ \text{kg SO}_2$$

1.33. En la industria electroquímica de obtención de cloro, se usa como materia prima salmuera (disolución concentrada de cloruro de sodio en agua). Desde el punto de vista estequiométrico, la reacción que representa el proceso es la siguiente:

$$2\ \text{NaCl(aq)} + 2\ \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow 2\ \text{NaOH(aq)} + \text{Cl}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)}$$

45,0 kg de NaCl de pureza 83,0 % en masa se disuelven en la cantidad adecuada de agua para obtener la salmuera que se debe tratar. Como resultado del proceso se obtienen 35,73 L de disolución de NaOH cuya riqueza es del 36,0 % en peso y densidad 1,39 kg L^{-1}.

Determine:

a) La masa de NaOH obtenida, en kg.

b) El volumen de cloro obtenido, en litros, medido a 25 °C y 1 atm.

c) El rendimiento del proceso.

(Preselección Valencia 2012)

a) La masa de NaOH obtenida es:

$$35{,}73\ \text{L NaOH 36,0 \%} \cdot \frac{1{,}39\ \text{kg NaOH 36,0 \%}}{1\ \text{L NaOH 36,0 \%}} \cdot \frac{36{,}0\ \text{kg NaOH}}{100\ \text{kg NaOH 36,0 \%}} = 17{,}9\ \text{kg NaOH}$$

b) Relacionando NaOH con Cl_2:

$$17{,}9\ \text{kg NaOH} \cdot \frac{10^3\ \text{g NaOH}}{1\ \text{kg NaOH}} \cdot \frac{1\ \text{mol NaOH}}{40{,}0\ \text{g NaOH}} \cdot \frac{1\ \text{mol Cl}_2}{2\ \text{mol NaOH}} = 224\ \text{mol Cl}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(224\ \text{mol Cl}_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 5{,}48 \cdot 10^3\ \text{L Cl}_2$$

c) Para calcular el rendimiento del proceso es necesaria calcular previamente la cantidad de NaOH que se debería haber obtenido a partir de la salmuera:

$$45{,}0\ \text{kg NaCl 83 \%} \cdot \frac{83{,}0\ \text{kg NaCl}}{100\ \text{kg NaCl 83,0 \%}} \cdot \frac{10^3\ \text{g NaCl}}{1\ \text{kg NaCl}} \cdot \frac{1\ \text{mol NaCl}}{58{,}5\ \text{g NaCl}} = 638\ \text{mol NaCl}$$

Relacionando NaCl con NaOH:

$$638\ \text{mol NaCl} \cdot \frac{2\ \text{mol NaOH}}{2\ \text{mol NaCl}} \cdot \frac{40{,}0\ \text{g NaOH}}{1\ \text{mol NaOH}} \cdot \frac{1\ \text{kg NaOH}}{10^3\ \text{g NaOH}} = 25{,}5\ \text{kg NaOH}$$

El rendimiento del proceso es:

$$\eta = \frac{17{,}9\ \text{kg NaOH (real)}}{25{,}5\ \text{kg NaOH (teórico)}} \cdot 100 = 70{,}2\ \%$$

1.34. Cada año se producen millones de toneladas de urea, $CO(NH_2)_2$, utilizadas como fertilizante. La reacción que se emplea es:

$$2\ NH_3 + CO_2 \rightarrow CO(NH_2)_2 + H_2O$$

a) Si se forman 23,85 g de urea por mol de NH_3 que reacciona, determine el rendimiento de esta reacción.

b) Si se dispone de un kg de amoniaco y un kg de dióxido de carbono, determine la masa, en gramos, de urea que se obtendrá teniendo en cuenta el rendimiento determinado en el apartado anterior.

(Preselección Valencia 2013)

a) Relacionando NH_3 y $CO(NH_2)_2$ se calcula la cantidad de urea que se debía de haber obtenido:

$$1\ mol\ NH_3 \cdot \frac{1\ mol\ CO(NH_2)_2}{2\ mol\ NH_3} \cdot \frac{60{,}0\ g\ CO(NH_2)_2}{1\ mol\ CO(NH_2)_2} = 30{,}0\ g\ CO(NH_2)_2$$

El rendimiento de proceso es:

$$\eta = \frac{23{,}85\ g\ CO(NH_2)_2\ (real)}{30{,}0\ g\ CO(NH_2)_2\ (teórico)} \cdot 100 = 79{,}5\ \%$$

b) Al disponer de cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{l} 1{,}00\ kg\ NH_3 \cdot \dfrac{10^3\ g\ NH_3}{1\ kg\ NH_3} \cdot \dfrac{1\ mol\ NH_3}{17{,}0\ g\ NH_3} = 58{,}8\ mol\ NH_3 \\ \\ 1{,}00\ kg\ CO_2 \cdot \dfrac{10^3\ g\ CO_2}{1\ kg\ CO_2} \cdot \dfrac{1\ mol\ CO_2}{44{,}0\ g\ CO_2} = 22{,}7\ mol\ CO_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{58{,}8\ mol\ NH_3}{22{,}7\ mol\ CO_2} = 2{,}59$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es mayor que 2, quiere decir que queda NH_3 sin reaccionar, por lo que el CO_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de $CO(NH_2)_2$ que se obtiene.

Relacionando CO_2 con $CO(NH_2)_2$:

$$22{,}7\ mol\ CO_2 \cdot \frac{1\ mol\ CO(NH_2)_2}{1\ mol\ CO_2} \cdot \frac{60{,}0\ g\ CO(NH_2)_2}{1\ mol\ CO(NH_2)_2} \cdot \frac{1\ kg\ CO(NH_2)_2}{10^3\ g\ CO(NH_2)_2} = 1{,}36\ kg\ CO(NH_2)_2$$

Teniendo en cuenta que el rendimiento del proceso es del 79,5 %:

$$1{,}36\ kg\ CO(NH_2)_2\ (teórico) \cdot \frac{79{,}5\ kg\ CO(NH_2)_2\ (real)}{100\ kg\ CO(NH_2)_2\ (teórico)} = 1{,}08\ kg\ CO(NH_2)_2$$

1.35. La pirita es un mineral, utilizado en la obtención de sulfúrico, cuyo componente mayoritario es el disulfuro de hierro, FeS_2. La tostación de la pirita (calentamiento en presencia de oxígeno) da lugar a óxido de hierro(III) y dióxido de azufre:

$$4\ FeS_2(s) + 11\ O_2(g) \rightarrow 2\ Fe_2O_3(s) + 8\ SO_2(g)$$

a) Calcule la pureza de cierta muestra de pirita si la tostación de 5,765 g produce 3,188 g de óxido de hierro(III).

b) El dióxido de azufre obtenido se utiliza para la síntesis del ácido sulfúrico de acuerdo con la reacción:

$$2\ SO_2(g) + O_2(g) + 2\ H_2O(l) \rightarrow 2\ H_2SO_4(l)$$

Calcule el volumen de aire medido a 10 °C y 810 mmHg necesario para producir 1 tonelada de ácido sulfúrico si el rendimiento total es del 80,0 %.

(Dato. Composición del aire (en volumen): 21,0 % O_2 y 79,0 % N_2).

(Preselección Valencia 2013)

a) Relacionando Fe_2O_3 con FeS_2 y con pirita se obtiene la riqueza de la misma:

$$\frac{3{,}188\ g\ Fe_2O_3}{5{,}765\ g\ pirita} \cdot \frac{1\ mol\ Fe_2O_3}{159{,}6\ g\ Fe_2O_3} \cdot \frac{4\ mol\ FeS_2}{2\ mol\ Fe_2O_3} \cdot \frac{120{,}0\ g\ FeS_2}{1\ mol\ FeS_2} \cdot 100 = 83{,}16\ \%\ FeS_2$$

b) Relacionando H_2SO_4 con O_2 y teniendo en cuenta un rendimiento del 80,0 %:

$$x\ \text{mol}\ O_2\ \text{(teórico)} \cdot \frac{2\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ O_2} \cdot \frac{98{,}1\ \text{g}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4} \cdot \frac{80{,}0\ \text{g}\ H_2SO_4\ \text{(real)}}{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ \text{(teórico)}} \cdot \frac{1\ \text{t}\ H_2SO_4}{10^6\ \text{g}\ H_2SO_4} = 1{,}00\ \text{t}\ H_2SO_4$$

Se obtiene, $x = 6{,}37 \cdot 10^3$ mol O_2.

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el O_2 consumido es:

$$V = \frac{(6{,}37 \cdot 10^3\ \text{mol}\ O_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (10 + 273{,}15)\ \text{K}}{810\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 1{,}39 \cdot 10^5\ \text{L}\ O_2$$

Relacionando O_2 con aire:

$$1{,}39 \cdot 10^5\ \text{L}\ O_2 \cdot \frac{100\ \text{L aire}}{21{,}0\ \text{L}\ O_2} = 6{,}61 \cdot 10^5\ \text{L aire}$$

1.36. Cuando se pasa una corriente de aire sobre metano CH_4(g) y se hace saltar una chispa, se obtienen dióxido de carbono (g) y agua líquida. En un experimento se parte de 5,6 g de CH_4 y se hacen pasar 153 L de aire (20 % de oxígeno y 80 % de nitrógeno) medidos a 1 atm y 100 °C.
a) Calcule el volumen de dióxido de carbono que se obtendrá a 1 atm y 100 °C.
b) ¿Qué masa de oxígeno quedará sin reaccionar?
c) Si el volumen de dióxido de carbono recogido ha sido de 7,0 L, a 1 atm y 100 °C. ¿Cuál ha sido el rendimiento de la reacción?
d) Calcule el volumen de CO_2 que se obtendría si el metano tuviese una pureza del 80 %.

(Valencia 2013)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del CH_4 es:

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

De acuerdo con lo propuesto en el apartado b) el limitante de la reacción es el CH_4. Relacionando esta sustancia con CO_2:

$$5{,}6\ \text{g}\ CH_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_4}{16{,}0\ \text{g}\ CH_4} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CH_4} = 0{,}35\ \text{mol}\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}35\ \text{mol}\ CO_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (100 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 11\ \text{L}\ CO_2$$

b) Considerando comportamiento ideal, la cantidad de O_2 presente en la muestra de aire inicial es:

$$n = \frac{1\ \text{atm} \cdot 135\ \text{L aire}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (100 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{20\ \text{L}\ O_2}{100\ \text{L aire}} = 1{,}0\ \text{mol}\ O_2$$

Relacionando CH_4 con O_2:

$$5{,}6\ \text{g}\ CH_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_4}{16{,}0\ \text{g}\ CH_4} \cdot \frac{2\ \text{mol}\ O_2}{1\ \text{mol}\ CH_4} = 0{,}70\ \text{mol}\ O_2$$

La cantidad de O_2 que queda sin reaccionar es:

$$1{,}0\ \text{mol}\ O_2\ \text{(inicial)} - 0{,}70\ \text{mol}\ O_2\ \text{(gastado)} = 0{,}30\ \text{mol}\ O_2\ \text{(exceso)}$$

$$0{,}30\ \text{mol}\ O_2 \cdot \frac{32{,}0\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} = 9{,}6\ \text{g}\ O_2$$

c) Relacionando las cantidades experimental y teórica se obtiene el rendimiento del proceso:

$$\eta = \frac{7{,}0\ \text{L}\ CO_2\ \text{(real)}}{11\ \text{L}\ CO_2\ \text{(teórico)}} \cdot 100 = 64\ \%$$

d) Si la muestra de CH_4 tiene una riqueza del 80 % la cantidad de CO_2 producido en la combustión también será el 80 % del que se calcula en el apartado a):

$$5{,}6\ \text{g mezcla} \cdot \frac{80\ \text{g } CH_4}{100\ \text{g mezcla}} \cdot \frac{1\ \text{mol } CH_4}{16{,}0\ \text{g } CH_4} \cdot \frac{1\ \text{mol } CO_2}{1\ \text{mol } CH_4} = 0{,}28\ \text{mol } CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}28\ \text{mol } CO_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (100 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 8{,}6\ \text{L } CO_2$$

1.37. Una muestra de 30 g un ácido orgánico insaturado se quema en exceso de oxígeno produciéndose 66 g de dióxido de carbono y 21,6 g de agua. Además, 30,24 g del citado compuesto orgánico disueltos en 0,750 L de agua producen un descenso crioscópico de 0,750 °C. Sabiendo que $K_f = 1{,}86$ °C kg mol^{-1}, calcule:
a) Las fórmulas empírica y molecular del compuesto orgánico.
b) ¿Qué hibridación presenta cada átomo de carbono en dicho ácido?
c) Si en el proceso de combustión del ácido orgánico se producen 10 L de dióxido de carbono medidos a 800 Torr y 60 °C, ¿cuál será el rendimiento de la reacción?

(Extremadura 2013)

Para facilitar los cálculos y evitar problemas con redondeos es preferible determinar previamente la masa molar de la sustancia. Esta puede obtenerse a partir de la expresión que relaciona la variación de temperatura de congelación de la disolución con la concentración molal de la misma, $\Delta T = K_f\, m$.

La masa molar de la sustancia X es:

$$0{,}750\ °\text{C} = 1{,}86 \frac{°\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot \frac{30{,}24\ \text{g X}}{0{,}750\ \text{L } H_2O} \cdot \frac{1\ \text{L } H_2O}{1{,}00\ \text{kg } H_2O} \cdot \frac{1\ \text{mol X}}{M\ \text{g X}} \quad \rightarrow \quad M = 100\ \text{g mol}^{-1}$$

Para obtener la fórmula molecular se relacionan los moles de átomos de cada elemento con la masa molar del compuesto X:

- El carbono presente en el compuesto se determina en forma de CO_2:

$$\frac{66\ \text{g } CO_2}{30\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol } CO_2}{44{,}0\ \text{g } CO_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol } CO_2} \cdot \frac{100\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 5 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

- El hidrógeno presente en el compuesto se determina en forma de H_2O:

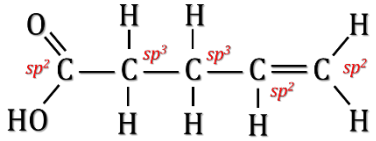
$$\frac{21{,}6\ \text{g } H_2O}{30\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol } H_2O}{18{,}0\ \text{g } H_2O} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol } H_2O} \cdot \frac{100\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 8 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

- El oxígeno presente en el compuesto se determina por diferencia.

$$\frac{100\ \text{g X} - \left(5\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right) - \left(8\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)}{1\ \text{mol X}} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 2 \frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera del ácido X es $C_5H_8O_2$. Como esta fórmula no se puede simplificar, la fórmula empírica o sencilla es la misma.

Como se trata de un ácido insaturado debe poseer un doble enlace entre átomos de carbono, por lo que un posible isómero del mismo puede ser:



Como se puede observar, los átomos de carbono con doble enlace tienen hibridación sp^2, mientras que la hibridación es sp^3 para los que tienen enlaces sencillos.

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del ácido es:

$$C_5H_8O_2(s) + 6\ O_2(g) \rightarrow 5\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l)$$

Relacionando el ácido con CO_2:

$$30\ g\ C_5H_8O_2 \cdot \frac{1\ mol\ C_5H_8O_2}{100\ g\ C_5H_8O_2} \cdot \frac{5\ mol\ CO_2}{1\ mol\ C_5H_8O_2} = 1{,}5\ mol\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(1{,}5\ mol\ CO_2) \cdot (0{,}08206\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot (60 + 273{,}15)\ K}{800\ Torr} \cdot \frac{760\ Torr}{1\ atm} = 39\ L\ CO_2$$

Relacionando esta cantidad con la obtenida experimentalmente se obtiene el rendimiento del proceso:

$$\eta = \frac{10\ L\ CO_2\ (real)}{39\ L\ CO_2\ (teórico)} \cdot 100 = 26\ \%$$

1.38. Un método para preparar peróxido de hidrógeno consiste en calentar hidrogenosulfato de amonio para obtener persulfato de amonio que, por hidrólisis, produce nuevamente hidrogenosulfato de amonio junto con el peróxido de hidrógeno.
a) Escriba las reacciones químicas involucradas en el proceso.
b) Si se supone que cada etapa del proceso tiene un rendimiento del 98 %, calcule la cantidad de hidrogenosulfato de amonio y de agua que se necesita para obtener 50 g de disolución de H_2O_2 al 30 % en masa.
c) Determine el volumen de oxígeno, medido a 750 Torr y 27 °C, que se podría obtener a partir de la cantidad de H_2O_2 obtenido en el punto b).

(País Vasco 2013)

a) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes al proceso de obtención de peróxido de hidrógeno son, respectivamente:

$$2\ NH_4HSO_4(s) \rightarrow (NH_4)_2S_2O_8(s) + H_2(g)$$

$$(NH_4)_2S_2O_8\ (s) + 2\ H_2O(l) \rightarrow 2\ NH_4HSO_4(aq) + H_2O_2\ (aq)$$

b) La cantidad de H_2O_2 a producir es:

$$50\ g\ H_2O_2\ 30\ \% \cdot \frac{30\ g\ H_2O_2}{100\ g\ H_2O_2\ 30\ \%} \cdot \frac{1\ mol\ H_2O_2}{34{,}0\ g\ H_2O_2} = 0{,}44\ mol\ H_2O_2$$

Relacionando H_2O_2 con H_2O teniendo en cuenta un rendimiento del 98 %:

$$x\ g\ H_2O \cdot \frac{98\ g\ H_2O\ (real)}{100\ g\ H_2O\ (teórico)} \cdot \frac{1\ mol\ H_2O}{18{,}0\ g\ H_2O} \cdot \frac{1\ mol\ H_2O_2}{2\ mol\ H_2O} = 0{,}44\ mol\ H_2O_2$$

Se obtiene, $x = 19\ g\ H_2O$.

Relacionando H_2O_2 con $(NH_4)_2S_2O_8$:

$$0{,}44\ mol\ H_2O_2 \cdot \frac{1\ mol\ (NH_4)_2S_2O_8}{1\ mol\ H_2O_2} = 0{,}44\ mol\ (NH_4)_2S_2O_8$$

Relacionando $(NH_4)_2S_2O_8$ con NH_4HSO_4 teniendo en cuenta un rendimiento del 98 %:

$$x\ g\ NH_4HSO_4 \cdot \frac{98\ g\ NH_4HSO_4\ (real)}{100\ g\ NH_4HSO_4\ (teórico)} \cdot \frac{1\ mol\ NH_4HSO_4}{115{,}1\ g\ NH_4HSO_4} \cdot \frac{1\ mol\ (NH_4)_2S_2O_8}{2\ mol\ NH_4HSO_4} = 0{,}44\ mol\ (NH_4)_2S_2O_8$$

Se obtiene, $x = 103\ g\ NH_4HSO_4$.

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de descomposición del peróxido de hidrógeno es:

$$2\ H_2O_2(aq) \rightarrow 2\ H_2O(l) + O_2(g)$$

Relacionando H_2O_2 con O_2:

$$0{,}44\ \text{mol}\ H_2O_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol}\ H_2O_2} = 0{,}22\ \text{mol}\ O_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}22\ \text{mol}\ O_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15)\ \text{K}}{750\ \text{Torr}} \cdot \frac{760\ \text{Torr}}{1\ \text{atm}} = 5{,}5\ \text{L}\ O_2$$

1.39. La obtención de cemento es la fuente de aproximadamente el 8 % de las emisiones de dióxido de carbono de origen antropogénico del mundo. Una fábrica produce 1.000 toneladas diarias de un cemento que contiene un 64,0 % en masa de CaO. El CaO se obtiene por descomposición térmica de la piedra caliza (mineral rico en carbonato de calcio) empleada por la cementera.



$$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

Calcule:

a) El consumo diario de piedra caliza, en toneladas, teniendo en cuenta que tiene una riqueza del 95,0 % en masa de carbonato de calcio y el proceso de descomposición tiene un rendimiento del 98,0 %.

b) La cantidad, en toneladas, de CO_2 generado por la fábrica diariamente.

c) El volumen, medido en m^3, de dióxido de carbón que emite a la atmósfera dicha fábrica diariamente. Considere que la emisión se realiza a 200 °C y a una presión de 1,30 atm.

Tras una evaluación del impacto ambiental, se pretende reducir la cantidad emitida a únicamente el 10,0 % del dióxido de carbono generado. Para ello la planta se plantea utilizar una disolución acuosa de hidróxido de sodio de concentración 4,00 $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$. La reacción del dióxido de carbono con el hidróxido de sodio forma carbonato de sodio y agua.

d) Escriba la ecuación química ajustada entre el hidróxido de sodio y el dióxido de carbono.

e) Calcule el volumen de disolución de hidróxido de sodio que habría que utilizar diariamente para que reaccionara con el resto de dióxido de carbono convirtiéndolo en carbonato de sodio.

(Preselección Valencia 2014) (Valencia 2022)

a) La ecuación química correspondiente a la obtención de CaO a partir de $CaCO_3$ es:

$$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

La cantidad de CaO contenida en el cemento es:

$$1.000\ \text{t cemento} \cdot \frac{64{,}0\ \text{t CaO}}{100\ \text{t cemento}} \cdot \frac{10^6\ \text{g CaO}}{1\ \text{t CaO}} \cdot \frac{1\ \text{mol CaO}}{56{,}1\ \text{g CaO}} = 1{,}14\cdot10^7\ \text{mol CaO}$$

Relacionando CaO con $CaCO_3$ teniendo en cuenta un rendimiento del 98,0 %:

$$1{,}14\cdot10^7\ \text{mol CaO} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CaCO_3}{1\ \text{mol CaO}} \cdot \frac{100\ \text{mol}\ CaCO_3\ \text{(teórico)}}{98{,}0\ \text{mol}\ CaCO_3\ \text{(real)}} = 1{,}16\cdot10^7\ \text{mol}\ CaCO_3$$

La cantidad de caliza con una riqueza del 95,0 % necesaria para tener la de $CaCO_3$ calculada:

$$1{,}16\cdot10^7\ \text{mol}\ CaCO_3 \cdot \frac{100{,}1\ \text{g}\ CaCO_3}{1\ \text{mol}\ CaCO_3} \cdot \frac{100\ \text{g caliza}}{95{,}0\ \text{g}\ CaCO_3} \cdot \frac{1\ \text{t caliza}}{10^6\ \text{g caliza}} = 1{,}22\cdot10^3\ \text{t caliza}$$

b) Relacionando la cantidad diaria de CaO con CO_2 emitido

$$1{,}14\cdot10^7\ \text{mol CaO} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol CaO}} = 1{,}14\cdot10^7\ \text{mol}\ CO_2$$

$$1{,}14\cdot10^7\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} \cdot \frac{1\ \text{t}\ CO_2}{10^6\ \text{g}\ CO_2} = 502\ \text{t}\ CO_2$$

c) Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el CO_2 es:

$$V = \frac{1{,}14\cdot10^7\ \text{mol} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (200 + 273{,}15)\ \text{K}}{1{,}30\ \text{atm}} \cdot \frac{1\ \text{m}^3}{10^3\ \text{L}} = 3{,}40\cdot10^5\ \text{m}^3\ CO_2$$

d) La ecuación química correspondiente a la absorción de CO_2 con NaOH es:

$$CO_2(g) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow Na_2CO_3(aq) + H_2O(l)$$

e) Si solo se puede emitir el 10,0% del total del CO_2 producido, la cantidad diaria a eliminar es:

$$1{,}14{\cdot}10^7\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{(100 - 10{,}0)\ \text{t}\ CO_2\ \text{(eliminado)}}{100\ \text{t}\ CO_2\ \text{(total)}} = 1{,}03{\cdot}10^7\ \text{mol}\ CO_2$$

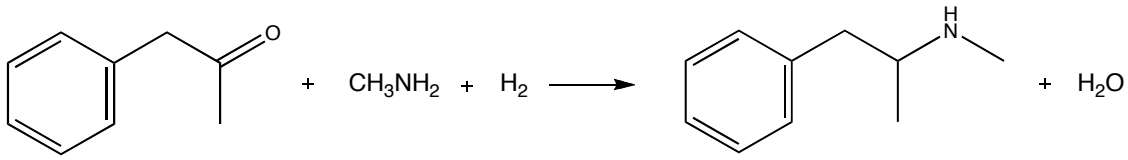
Relacionando CO_2 con NaOH se obtiene que la cantidad diaria de disolución a utilizar es:

$$1{,}03{\cdot}10^7\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{2\ \text{mol NaOH}}{1\ \text{mol}\ CO_2} \cdot \frac{1\ \text{L NaOH 4,00 M}}{4{,}00\ \text{mol NaOH}} \cdot \frac{1\ \text{m}^3\ \text{NaOH 4,00 M}}{10^3\ \text{L NaOH 4,00 M}} = 5{,}15{\cdot}10^3\ \text{m}^3\ \text{NaOH 4,00 M}$$

1.40. En la serie de televisión *Breaking Bad*, el protagonista, Walter White, se dedica a producir metanfetamina (N-metil-1-fenilpropan-2-amina), una sustancia que se utiliza en medicina para tratar la obesidad y el trastorno de déficit de atención e hiperactividad. Es también una droga adictiva que en dosis elevadas provoca psicosis, necrosis muscular y hemorragia cerebral.



Una de las formas en las que en la serie Breaking Bad se sintetiza la metanfetamina es una aminación reductiva entre fenilacetona y metilamina. El proceso puede resumirse así:



(fenilacetona, $C_9H_{10}O$) (metilamina, CH_5N) (metanfetamina, $C_{10}H_{15}N$)

a) Si el rendimiento máximo del proceso es del 21,0 %, ¿qué masa de fenilacetona es necesaria para producir 1,00 kg de metanfetamina?

b) La metilamina es un gas incoloro con un fuerte olor a pescado y se puede adquirir en recipientes adecuadamente presurizados. Si cada recipiente tiene un volumen de 15,0 L y la presión en su interior es de 3,00 atm a temperatura ambiente (25 °C), ¿cuántos recipientes hacen falta como mínimo para producir 1,00 kg de metanfetamina, teniendo en cuenta el rendimiento máximo del proceso mencionado en el apartado a)?

Alternativamente, la metilamina se puede obtener haciendo reaccionar amoniaco, NH_3, con metanol, CH_3OH, sobre un catalizador silicoaluminato, en un proceso que también produce agua. Se desea producir 1,00 kg de metanfetamina teniendo en cuenta el rendimiento máximo mencionado en el apartado a).

c1) Ajuste la reacción de síntesis de la metilamina.

c2) Calcule el volumen de metanol (líquido puro de densidad 0,792 g mL^{-1}) y el volumen de disolución acuosa de amoniaco (del 25,0 % en masa y densidad 0,903 g mL^{-1}) que hacen falta para obtener la cantidad de metilamina necesaria (suponga que la reacción de síntesis es completa).

(Valencia 2014)

La cantidad teórica de metanfetamina a producir es:

$$1{,}00\ \text{kg}\ C_{10}H_{15}N \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ C_{10}H_{15}N}{1\ \text{kg}\ C_{10}H_{15}N} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_{10}H_{15}N}{149{,}0\ \text{g}\ C_{10}H_{15}N} = 6{,}71\ \text{mol}\ C_{10}H_{15}N$$

a) Relacionando metanfetamina con fenilacetona y teniendo en cuenta un rendimiento del proceso del 21%:

$$x\ \text{g}\ C_9H_{10}O \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_9H_{10}O}{134{,}0\ \text{g}\ C_9H_{10}O} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_{10}H_{15}N}{1\ \text{mol}\ C_9H_{10}O} \cdot \frac{21{,}0\ \text{mol}\ C_{10}H_{15}N\ \text{(real)}}{100\ \text{mol}\ C_{10}H_{15}N\ \text{(teórico)}} = 6{,}71\ \text{mol}\ C_{10}H_{15}N$$

Se obtiene, $x = 4{,}28{\cdot}10^3\ \text{g}\ C_9H_{10}O$

b) Teniendo en cuenta el rendimiento del apartado anterior y relacionando metanfetamina con metilamina:

$$6{,}71\ \text{mol}\ C_{10}H_{15}N \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_5N}{1\ \text{mol}\ C_{10}H_{15}N} \cdot \frac{100\ \text{mol}\ CH_5N\ \text{(teórico)}}{21{,}0\ \text{mol}\ CH_5N\ \text{(real)}} = 32{,}0\ \text{mol}\ CH_5N$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de CH_5N contenidos en un recipiente es:

$$n = \frac{3{,}00\ \text{atm} \cdot 15{,}0\ \text{L}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} = 1{,}84\ \text{mol}\ CH_5N$$

Relacionando los moles necesarios de metilamina con los que contiene cada recipiente:

$$32{,}0\ \text{mol}\ CH_5N \cdot \frac{1\ \text{recipiente}}{1{,}84\ \text{mol}\ CH_5N} = 17{,}4\ \text{recipientes} \quad \rightarrow \quad 18\ \text{recipientes}$$

c1) La ecuación química ajustada correspondiente a la síntesis de la metilamina es:

$$NH_3(aq) + CH_3OH(l) \rightarrow CH_5N(aq) + H_2O(l)$$

c2) Teniendo en cuenta el rendimiento del apartado a) y relacionando metilamina con CH_3OH:

$$32{,}0\ \text{mol}\ CH_5N \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_3OH}{1\ \text{mol}\ CH_5N} \cdot \frac{32{,}0\ \text{g}\ CH_3OH}{1\ \text{mol}\ CH_3OH} \cdot \frac{1\ \text{mL}\ CH_3OH}{0{,}792\ \text{g}\ CH_3OH} = 1{,}29{\cdot}10^3\ \text{mL}\ CH_3OH$$

Repitiendo el cálculo con NH_3:

$$32{,}0\ \text{mol}\ CH_5N \cdot \frac{1\ \text{mol}\ NH_3}{1\ \text{mol}\ CH_5N} \cdot \frac{17{,}0\ \text{g}\ NH_3}{1\ \text{mol}\ NH_3} = 544\ \text{g}\ NH_3$$

Como se trata de una disolución de NH_3 de riqueza 25,0 %:

$$544\ \text{g}\ NH_3 \cdot \frac{100\ \text{g}\ NH_3\ 25{,}0\ \%}{25{,}0\ \text{g}\ NH_3} \cdot \frac{1\ \text{mL}\ NH_3\ 25{,}0\ \%}{0{,}903\ \text{g}\ NH_3\ 25{,}0\ \%} = 2{,}41{\cdot}10^3\ \text{mL}\ NH_3\ 25{,}0\ \%$$

1.41. Las lámparas antiguas de los mineros funcionaban quemando acetileno (etino) que proporciona una luz blanca brillante. El acetileno se producía al reaccionar el agua (se regulaba gota a gota) con carburo de calcio, CaC_2, según la siguiente ecuación:

$CaC_2(s) + 2\ H_2O(l) \rightarrow C_2H_2(g) + Ca(OH)_2(s)$

Calcule:

a) La masa de agua, en gramos, que se necesita para reaccionar con 50 g de carburo de calcio del 80 % de pureza.

b) El volumen de acetileno, en litros, medido a 30 °C y 740 mmHg, producido como consecuencia de la reacción anterior.

c) La masa de hidróxido de calcio, en gramos, producida como consecuencia de la reacción anterior.

d) Si se obtienen 35,25 g de $Ca(OH)_2$, ¿cuál es el rendimiento del proceso?

(Castilla-La Mancha 2014) (Extremadura 2021)

a) La cantidad de CaC_2 que reacciona es:

$$50\ \text{g}\ CaC_2\ 80\ \% \cdot \frac{80\ \text{g}\ CaC_2}{100\ \text{g}\ CaC_2\ 80\ \%} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CaC_2}{64{,}1\ \text{g}\ CaC_2} = 0{,}63\ \text{mol}\ CaC_2$$

Relacionando CaC_2 con H_2O:

$$0{,}63\ \text{mol}\ CaC_2 \cdot \frac{2\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ CaC_2} \cdot \frac{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ H_2O} = 23\ \text{g}\ H_2O$$

b) Relacionando CaC_2 con C_2H_2:

$$0{,}63\ \text{mol}\ CaC_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_2}{1\ \text{mol}\ CaC_2} = 0{,}63\ \text{mol}\ C_2H_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el gas es:

$$V = \frac{(0{,}63\ \text{mol}\ C_2H_2)\cdot(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(30+273{,}15)\ \text{K}}{740\ \text{mmHg}}\cdot\frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 16\ \text{L}\ C_2H_2$$

c) Relacionando CaC_2 con $Ca(OH)_2$:

$$0{,}63\ \text{mol}\ CaC_2\cdot\frac{1\ \text{mol}\ Ca(OH)_2}{1\ \text{mol}\ CaC_2}\cdot\frac{74{,}1\ \text{g}\ Ca(OH)_2}{1\ \text{mol}\ Ca(OH)_2} = 47\ \text{g}\ Ca(OH)_2$$

d) Relacionando esta cantidad con la obtenida experimentalmente se obtiene el rendimiento del proceso:

$$\eta = \frac{35{,}25\ \text{g}\ Ca(OH)_2\ \text{(real)}}{47\ \text{g}\ Ca(OH)_2\ \text{(teórico)}}\cdot 100 = 75\ \%$$

(El apartado d) aparece en Extremadura 2021).

1.42. Se mezclan 70,0 mL de una disolución 0,23 M de HCl de densidad 1,10 g cm^{-3} con 4,0 mL de otra disolución del mismo ácido de riqueza 36 % y densidad 1,18 g cm^{-3}.
a) ¿Cuál es la riqueza de la disolución resultante?
b) ¿Cuál sería la densidad suponiendo que los volúmenes son aditivos?
c) ¿Qué volumen de esa disolución resultante se ha utilizar para preparar otra de concentración 0,12 M en una matraz de 200 mL.
d) ¿Cuántos gramos de magnesio metálico se podrían disolver con la nueva disolución preparada si se sabe que se forma cloruro de magnesio en disolución y se desprende gas hidrógeno?
e) ¿Cuánto volumen más de disolución se necesitaría para disolver la masa de magnesio calculada si el rendimiento de ese proceso fuese del 83,0 %?

(Castilla y León 2015)

a) Las cantidades de disolución y soluto de las disoluciones que se mezclan son, respectivamente:

$$\text{Disolución 1} \rightarrow \begin{cases} 70{,}0\ \text{mL HCl 0,23 M}\cdot\dfrac{1{,}10\ \text{g HCl 0,23 M}}{1\ \text{mL HCl 0,23 M}} = 77{,}0\ \text{g HCl 0,23 M} \\ 70{,}0\ \text{mL HCl 0,23 M}\cdot\dfrac{1\ \text{L HCl 0,23 M}}{10^3\ \text{mL HCl 0,23 M}}\cdot\dfrac{0{,}23\ \text{mol HCl}}{1\ \text{L HCl 0,23 M}}\cdot\dfrac{36{,}5\ \text{g HCl}}{1\ \text{mol HCl}} = 0{,}59\ \text{g HCl} \end{cases}$$

$$\text{Disolución 2} \rightarrow \begin{cases} 4{,}0\ \text{mL HCl 36 \%}\cdot\dfrac{1{,}18\ \text{g HCl 36 \%}}{1\ \text{mL HCl 36 \%}} = 4{,}7\ \text{g HCl 36 \%} \\ 4{,}0\ \text{mL HCl 36 \%}\cdot\dfrac{1{,}18\ \text{g HCl 36 \%}}{1\ \text{mL HCl 36 \%}}\cdot\dfrac{36\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl 36 \%}} = 1{,}7\ \text{g HCl} \end{cases}$$

El porcentaje de HCl en la disolución resultante es:

$$\frac{(0{,}59+1{,}7)\ \text{g HCl}}{(77{,}0+4{,}7)\ \text{g disolución}}\cdot 100 = 2{,}8\ \%\ \text{HCl}$$

b) Considerando los volúmenes aditivos, la densidad de la disolución resultante es:

$$\rho = \frac{(77+4{,}7)\ \text{g disolución}}{(70{,}0+4{,}0)\ \text{mL disolución}} = 1{,}1\ \text{g mL}^{-1}$$

c) La cantidad de HCl necesaria para preparar la disolución 0,12 M es:

$$200\ \text{mL HCl 0,12 M}\cdot\frac{1\ \text{L HCl 0,12 M}}{10^3\ \text{mL HCl 0,12 M}}\cdot\frac{0{,}12\ \text{mol HCl}}{1\ \text{L HCl 0,12 M}} = 0{,}024\ \text{mol HCl}$$

Como se dispone de una disolución de HCl de riqueza 2,8 %:

$$0{,}024\ \text{mol HCl}\cdot\frac{36{,}5\ \text{g HCl}}{1\ \text{mol HCl}}\cdot\frac{100\ \text{g HCl 2,8 \%}}{2{,}8\ \text{g HCl}}\cdot\frac{1\ \text{mL HCl 2,8 \%}}{1{,}1\ \text{g HCl 2,8 \%}} = 28\ \text{mL HCl 2,8 \%}$$

d) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Mg y HCl es:

$$Mg(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + H_2(g)$$

Relacionando HCl con Mg:

$$0{,}024\ mol\ HCl \cdot \frac{1\ mol\ Mg}{2\ mol\ HCl} \cdot \frac{24{,}3\ g\ Mg}{1\ mol\ Mg} = 0{,}29\ g\ Mg$$

e) Considerando para el proceso un rendimiento del 83,0 %, el volumen de HCl 0,12 M consumido es:

$$200\ mL\ HCl\ 0{,}12\ M\ (real) \cdot \frac{100\ mL\ HCl\ 0{,}12\ M\ (teórico)}{83{,}0\ mL\ HCl\ 0{,}12\ M\ (real)} = 241\ mL\ HCl\ 0{,}12\ M$$

El volumen de disolución que se debería añadir debido al rendimiento es:

$$(241 - 200)\ mL\ HCl\ 0{,}12\ M = 41\ mL\ HCl\ 0{,}12\ M$$

1.43. En los depósitos de una industria se almacenan 500 t de mineral de carbonato de cobre(II) con una riqueza en cobre del 20,0 % en masa. Se hace reaccionar este mineral con 100 m^3 de una disolución de ácido nítrico de densidad 1,39 g mL^{-1} y riqueza del 65,0 %. Como consecuencia de la reacción se forma nitrato de cobre(II), un colorante utilizado en la industria cerámica. Calcule:
a) La concentración, en mol L^{-1}, de la disolución de ácido nítrico utilizada.
b) La masa, expresada en t, y de qué reactivo queda sin reaccionar.
c) La masa de nitrato de cobre (II), expresada en t, formada si el rendimiento del proceso es del 86,0 %.

(Preselección Valencia 2015)

a) Tomando como base de cálculo 100 g de disolución y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{65{,}0\ g\ HNO_3}{100\ g\ HNO_3\ 65{,}0\ \%} \cdot \frac{1\ mol\ HNO_3}{63{,}0\ g\ HNO_3} \cdot \frac{1{,}39\ g\ HNO_3\ 65{,}0\ \%}{1\ mL\ HNO_3\ 65{,}0\ \%} \cdot \frac{10^3\ mL\ HNO_3\ 65{,}0\ \%}{1\ L\ HNO_3\ 65{,}0\ \%} = 14{,}3\ mol\ L^{-1}$$

b) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $CuCO_3$ y HNO_3 es:

$$CuCO_3(s) + 2\ HNO_3(aq) \rightarrow Cu(NO_3)_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

Al disponer de cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada reactivo es:

$$500\ t\ mineral \cdot \frac{10^6\ g\ mineral}{1\ t\ mineral} \cdot \frac{20{,}0\ g\ Cu}{100\ g\ mineral} \cdot \frac{1\ mol\ Cu}{63{,}5\ g\ Cu} \cdot \frac{1\ mol\ CuCO_3}{1\ mol\ Cu} = 1{,}57 \cdot 10^6\ mol\ CuCO_3$$

$$100\ m^3\ HNO_3\ 65{,}0\ \% \cdot \frac{10^3\ L\ HNO_3\ 65{,}0\ \%}{1\ m^3\ HNO_3\ 65{,}0\ \%} \cdot \frac{14{,}3\ mol\ HNO_3}{1\ L\ HNO_3\ 65{,}0\ \%} = 1{,}43 \cdot 10^6\ mol\ HNO_3$$

La relación molar es:

$$\frac{1{,}43 \cdot 10^6\ mol\ HNO_3}{1{,}57 \cdot 10^6\ mol\ CuCO_3} = 0{,}908$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es menor que 2, quiere decir que queda $CuCO_3$ sin reaccionar, por lo que el HNO_3 es el reactivo limitante que determina las cantidades que reaccionan y se obtienen.

Relacionando HNO_3 con $CuCO_3$:

$$1{,}43 \cdot 10^6\ mol\ HNO_3 \cdot \frac{1\ mol\ CuCO_3}{2\ mol\ HNO_3} = 7{,}15 \cdot 10^5\ mol\ CuCO_3$$

La cantidad de $CuCO_3$ en exceso es:

$$1{,}57 \cdot 10^6\ mol\ CuCO_3\ (inicial) - 7{,}15 \cdot 10^5\ mol\ CuCO_3\ (reaccionado) = 8{,}60 \cdot 10^5\ mol\ CuCO_3\ (exceso)$$

La masa correspondiente es:

$$8{,}60{\cdot}10^5 \text{ mol } CuCO_3 \cdot \frac{123{,}5 \text{ g } CuCO_3}{1 \text{ mol } CuCO_3} \cdot \frac{1 \text{ t } CuCO_3}{10^6 \text{ g } CuCO_3} \cdot \frac{1 \text{ t } CuCO_3}{10^6 \text{ g } CuCO_3} = 106 \text{ t } CuCO_3$$

c) Relacionando HNO_3 con $Cu(NO_3)_2$:

$$1{,}43{\cdot}10^6 \text{ mol } HNO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } Cu(NO_3)_2}{2 \text{ mol } HNO_3} \cdot \frac{187{,}5 \text{ g } Cu(NO_3)_2}{1 \text{ mol } Cu(NO_3)_2} = 1{,}34{\cdot}10^8 \text{ g } Cu(NO_3)_2$$

Teniendo en cuenta que el proceso tiene un rendimiento del 86,0 %:

$$1{,}34{\cdot}10^8 \text{ g } Cu(NO_3)_2 \text{ (teórico)} \cdot \frac{86{,}0 \text{ g } Cu(NO_3)_2 \text{ (real)}}{100 \text{ g } Cu(NO_3)_2 \text{ (teórico)}} \cdot \frac{1 \text{ t } Cu(NO_3)_2}{10^6 \text{ g } Cu(NO_3)_2} = 115 \text{ t } Cu(NO_3)_2$$

1.44. El proceso tradicional de fabricación de jabón consta de tres etapas: saponificación, sangrado y moldeado. En la fase de saponificación, el aceite (o grasa) contenido en un recipiente (reactor) se lleva a ebullición y, sobre él, se va añadiendo lentamente un álcali (normalmente hidróxido de sodio o de potasio), manteniendo agitación continua. En esta fase se produce la reacción química propiamente dicha donde se forma el jabón, según la ecuación general:

aceite + álcali → jabón + glicerina

La fase de sangrado (o salado) consiste en separar el jabón del resto de los componentes (glicerina, álcali que no haya reaccionado y agua), añadiendo cloruro de sodio a la mezcla. De este modo, se forman gránulos de jabón que flotan sobre el resto de los componentes, de los que se pueden separar. En la última fase, el moldeado, se vierte el jabón producto en otros recipientes, donde se procede a añadir los perfumes, colorantes, componentes medicinales, etc., al jabón. Finalmente, todavía caliente, la mezcla se vierte en moldes, se deja enfriar y se corta en pedazos.

El aceite (o grasa) es un éster de un ácido graso con glicerina (1,2,3-propanotriol), $CH_2OHCHOHCH_2OH$. En la fabricación del jabón, el ácido graso más común es el ácido esteárico, con 18 átomos de carbono, $CH_3(CH_2)_{16}COOH$.

Los ésteres que conforman el aceite (o grasa) se formarían por reacción del grupo ácido del ácido graso con cada uno de los grupos alcohol de la glicerina.

a) Escriba y ajuste la ecuación para la reacción de esterificación que produciría el aceite (triestearina) a partir de ácido esteárico y glicerina.

b) Escriba y ajuste la ecuación para la reacción de saponificación a partir de triestearina e hidróxido de sodio.

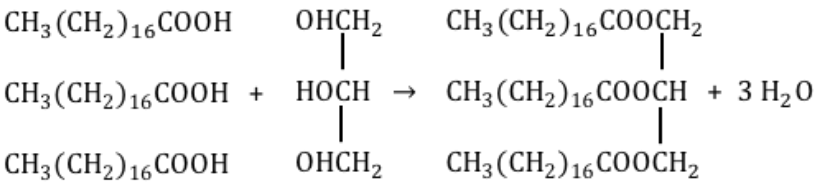
Se produce jabón a partir de triestearina e hidróxido de sodio, de acuerdo con el apartado b). Si se emplean 3,00 kg de triestearina:

c) ¿Cuántos litros de una disolución 3,00 M de hidróxido de sodio sería necesario emplear, como mínimo?

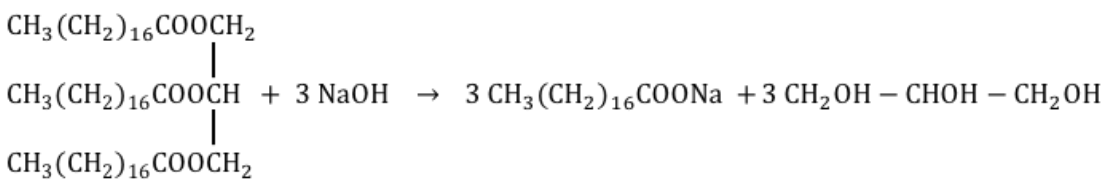
d) ¿Cuántos kg de jabón se obtendrían si el rendimiento del proceso es del 85,0 %?

(País Vasco 2015)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la formación de la triestearina es:



b) La ecuación química ajustada correspondiente a la saponificación de la triestearina es:



c) La cantidad de triestearina (grasa) de la que se dispone es:

$$3{,}00\ \text{kg grasa} \cdot \frac{10^3\ \text{g grasa}}{1\ \text{kg grasa}} \cdot \frac{1\ \text{mol grasa}}{890{,}0\ \text{g grasa}} = 3{,}37\ \text{mol grasa}$$

Relacionando la grasa con la disolución 3,00 M de NaOH:

$$3{,}37\ \text{mol grasa} \cdot \frac{3\ \text{mol NaOH}}{1\ \text{mol grasa}} \cdot \frac{1\ \text{L NaOH 3,00 M}}{3{,}00\ \text{mol NaOH}} = 3{,}37\ \text{L NaOH 3,00 M}$$

d) La cantidad de jabón que se obtiene considerando un rendimiento del 85,0 % es:

$$3{,}37\ \text{mol grasa} \cdot \frac{3\ \text{mol jabón}}{1\ \text{mol grasa}} \cdot \frac{306{,}0\ \text{g jabón}}{1\ \text{mol jabón}} \cdot \frac{1\ \text{kg jabón}}{10^3\ \text{g jabón}} \cdot \frac{85{,}0\ \text{kg jabón (real)}}{100\ \text{kg jabón (teórico)}} = 2{,}63\ \text{kg jabón}$$

1.45. En un horno de piedra caliza se produce la reacción:

$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$

Si la conversión es del 75,0 %, se quiere saber:

a) La composición (porcentaje en masa) del sólido que se extrae del horno.

b) La masa de CO_2 que se obtiene por kg de piedra caliza ($CaCO_3$ puro) de alimentación.

(Cantabria 2014)

a) Considerando la conversión del 75,0 % es molar, quiere decir que:

$$100\ \text{mol } CaCO_3 \text{ de alimento producen} \begin{cases} 75{,}0\ \text{mol CaO (formado)} \\ 25{,}0\ \text{mol } CaCO_3\ \text{(sin reaccionar)} \end{cases}$$

La composición de esta mezcla expresada como porcentaje en masa:

$$\frac{75{,}0\ \text{mol CaO} \cdot \dfrac{56{,}1\ \text{g CaO}}{1\ \text{mol CaO}}}{75{,}0\ \text{mol CaO} \cdot \dfrac{56{,}1\ \text{g CaO}}{1\ \text{mol CaO}} + 25{,}0\ \text{mol } CaCO_3 \cdot \dfrac{100{,}1\ \text{g } CaCO_3}{1\ \text{mol } CaCO_3}} \cdot 100 = 63{,}0\ \%\ \text{CaO}$$

El resto, 37,0 % es $CaCO_3$.

b) Relacionando $CaCO_3$ con CO_2:

$$1{,}00\ \text{kg } CaCO_3 \cdot \frac{10^3\ \text{g } CaCO_3}{1\ \text{kg } CaCO_3} \cdot \frac{1\ \text{mol } CaCO_3}{100{,}1\ \text{g } CaCO_3} \cdot \frac{75{,}0\ \text{mol } CaCO_3\ \text{(convertido)}}{100\ \text{mol } CaCO_3\ \text{(inicial)}} = 7{,}50\ \text{mol } CaCO_3$$

$$7{,}50\ \text{mol } CaCO_3 \cdot \frac{1\ \text{mol } CO_2}{1\ \text{mol } CaCO_3} \cdot \frac{44{,}0\ \text{g } CO_2}{1\ \text{mol } CO_2} = 330\ \text{g } CO_2$$

1.46. Para obtener sulfato de potasio, se hacen reaccionar 25,0 kg de cloruro de potasio del 90,0 % de pureza con 25,0 L de una disolución de ácido sulfúrico de densidad 1,3028 g mL^{-1} y riqueza del 40,0 % en masa.

a) Ajuste la ecuación química correspondiente a la reacción de obtención del sulfato de potasio.

b) Calcule la cantidad (en kg) de sulfato de potasio que se obtiene si el rendimiento es del 80 %.

c) Los ingenieros agrónomos recomiendan que, en una plantación de cítricos, cada árbol reciba 350 g de potasio anualmente. Calcule la cantidad (en kg) de sulfato de potasio que necesitará cada año una finca de 10 hectáreas, con 400 árboles por hectárea.

d) Calcule el porcentaje (en masa) de potasio y azufre en este fertilizante suponiendo que en su composición contiene solo sulfato de potasio.

(Preselección Valencia 2016)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de obtención del sulfato de potasio es:

$$2\ KCl(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow K_2SO_4(aq) + 2\ HCl(aq)$$

b) Al disponer de cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada reactivo es:

$$25{,}0\ \text{kg KCl 90,0 \%} \cdot \frac{10^3\ \text{g KCl 90,0 \%}}{1\ \text{kg KCl 90,0 \%}} \cdot \frac{90{,}0\ \text{g KCl}}{100\ \text{g KCl 90,0 \%}} \cdot \frac{1\ \text{mol KCl}}{74{,}6\ \text{g KCl}} = 302\ \text{mol KCl}$$

$$25{,}0\ \text{L } H_2SO_4\ 40{,}0\ \% \cdot \frac{10^3\ \text{mL } H_2SO_4\ 40{,}0\ \%}{1\ \text{L } H_2SO_4\ 40{,}0\ \%} \cdot \frac{1{,}3028\ \text{g } H_2SO_4\ 40{,}0\ \%}{1\ \text{mL } H_2SO_4\ 40{,}0\ \%} = 3{,}26{\cdot}10^4\ \text{g } H_2SO_4\ 40{,}0\ \%$$

$$3{,}26{\cdot}10^4\ \text{g } H_2SO_4\ 40{,}0\ \% \cdot \frac{40{,}0\ \text{g } H_2SO_4}{100\ \text{g } H_2SO_4\ 40{,}0\ \%} \cdot \frac{1\ \text{mol } H_2SO_4}{98{,}1\ \text{g } H_2SO_4} = 133\ \text{mol } H_2SO_4$$

La relación molar es:

$$\frac{302\ \text{mol KCl}}{133\ \text{mol } H_2SO_4} = 2{,}27$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es mayor que 2, quiere decir que queda KCl sin reaccionar, por lo que el H_2SO_4 es el reactivo limitante que determina la cantidad de K_2SO_4 que se obtiene.

Relacionando H_2SO_4 con K_2SO_4:

$$133\ \text{mol } H_2SO_4 \cdot \frac{1\ \text{mol } K_2SO_4}{1\ \text{mol } H_2SO_4} \cdot \frac{174{,}2\ \text{g } K_2SO_4}{1\ \text{mol } K_2SO_4} \cdot \frac{1\ \text{kg } K_2SO_4}{10^3\ \text{g } K_2SO_4} = 23{,}2\ \text{kg } K_2SO_4$$

Teniendo en cuenta que el proceso tiene un rendimiento del 80,0 %:

$$23{,}2\ \text{kg } K_2SO_4\ \text{(teórico)} \cdot \frac{80{,}0\ \text{kg } K_2SO_4\ \text{(real)}}{100\ \text{kg } K_2SO_4\ \text{(teórico)}} = 18{,}5\ \text{kg } K_2SO_4$$

c) La cantidad de K que necesita anualmente la plantación es:

$$10\ \text{ha} \cdot \frac{400\ \text{árboles}}{1\ \text{ha}} \cdot \frac{350\ \text{g K}}{1\ \text{árbol}} \cdot \frac{1\ \text{mol K}}{39{,}1\ \text{g K}} = 3{,}58{\cdot}10^4\ \text{mol K}$$

Relacionando K con K_2SO_4:

$$3{,}58{\cdot}10^4\ \text{mol K} \cdot \frac{1\ \text{mol } K_2SO_4}{2\ \text{mol K}} \cdot \frac{174{,}2\ \text{g } K_2SO_4}{1\ \text{mol } K_2SO_4} \cdot \frac{1\ \text{kg } K_2SO_4}{10^3\ \text{g } K_2SO_4} = 3{,}12{\cdot}10^3\ \text{kg } K_2SO_4$$

d) El porcentaje de K y S del fertilizante, considerando que solo contiene K_2SO_4, es:

$$\frac{2\ \text{mol K}}{1\ \text{mol } K_2SO_4} \cdot \frac{39{,}1\ \text{g K}}{1\ \text{mol K}} \cdot \frac{1\ \text{mol } K_2SO_4}{174{,}2\ \text{g } K_2SO_4} \cdot 100 = 44{,}9\ \%\ \text{K}$$

$$\frac{1\ \text{mol S}}{1\ \text{mol } K_2SO_4} \cdot \frac{32{,}1\ \text{g S}}{1\ \text{mol K}} \cdot \frac{1\ \text{mol } K_2SO_4}{174{,}2\ \text{g } K_2SO_4} \cdot 100 = 18{,}4\ \%\ \text{S}$$

1.47. Dos días después del despegue del Apolo XIII, el piloto Jack Swigert, pronunció la famosa frase *"Houston, tenemos un problema"*. La explosión de un tanque de dioxígeno líquido, inhabilitó el Módulo de Mando de modo que los tres tripulantes se vieron obligados a abortar la misión y a refugiarse en el Módulo Lunar. Este módulo había sido diseñado para soportar vitalmente únicamente a dos tripulantes durante un máximo de 72 horas, pero ahora debería alojar a tres astronautas durante el tiempo de regreso a la Tierra, calculado en cuatro días. Los técnicos de la NASA empezaron a realizar cálculos para comprobar si algunos suministros eran suficientes para el regreso.



a) Si se considera que el consumo promedio de $O_2(g)$ para una persona es de 280 mL por minuto (medido a 5 °C y 1 atm), calcule la cantidad (en g) de dioxígeno que sería necesaria para sostener la respiración de los tres ocupantes del módulo durante el tiempo de regreso.

b) El $O_2(g)$ se almacena en forma líquida. Calcule el volumen (en L) que ocupará el oxígeno líquido (densidad $O_2(l) = 1{,}141$ g cm^{-3}) necesario para la supervivencia de los astronautas.

Los técnicos de la NASA evaluaron que el Módulo Lunar disponía de suficiente oxígeno, sin embargo, la cantidad de dióxido de carbono generada por la respiración de los astronautas podía ser una amenaza.

c) Calcule la cantidad total (en g) de CO_2 que podrían acumularse en el módulo como consecuencia de la respiración de sus ocupantes en los cuatro días. Suponga que dicho CO_2 se genera exclusivamente debido a la combustión de la glucosa, según la ecuación química no ajustada siguiente:

$$C_6H_{12}O_6(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(l)$$

Para eliminar el exceso de CO_2, el Módulo Lunar disponía de filtros de aire que contenían hidróxido de litio disuelto en agua. Al circular el aire a través del filtro, el CO_2 se fija en forma de carbonato de litio, según la ecuación química no ajustada:

$$LiOH(aq) + CO_2(g) \rightarrow Li_2CO_3(aq) + H_2O(l)$$

d) Calcule la cantidad mínima (en kg) de LiOH (con una pureza del 98 %) que deben contener los filtros para eliminar al menos el 99 % del CO_2 generado como consecuencia de la respiración de los astronautas.

(Valencia 2018)

---

a) El volumen de O_2 consumido por los astronautas durante el viaje de regreso es:

$$3 \text{ astronautas} \cdot \frac{280 \text{ mL } O_2}{\text{astronauta min}} \cdot 4 \text{ días} \cdot \frac{1.440 \text{ min}}{1 \text{ día}} = 4{,}83 \cdot 10^6 \text{ mL } O_2$$

Considerando comportamiento ideal, la cantidad correspondiente de O_2 es:

$$n = \frac{1{,}00 \text{ atm} \cdot 4{,}83 \cdot 10^6 \text{ mL}}{(0{,}08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (5 + 273{,}15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} = 212 \text{ mol } O_2$$

La masa de O_2 es:

$$212 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{32{,}0 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 6{,}78 \cdot 10^3 \text{ g } O_2$$

b) Teniendo en cuenta la densidad, el volumen que ocupa el O_2 en estado líquido es:

$$6{,}78 \cdot 10^3 \text{ g } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mL } O_2}{1{,}141 \text{ g } O_2} \cdot \frac{1 \text{ L } O_2}{10^3 \text{ mL } O_2} = 5{,}95 \text{ L } O_2$$

c) Teniendo en cuenta que el O_2 se consume debido a la combustión de la glucosa de acuerdo con la siguiente ecuación química ajustada:

$$C_6H_{12}O_6(s) + 6\ O_2(g) \rightarrow 6\ CO_2(g) + 6\ H_2O(l)$$

y que a partir de esta se desprende el CO_2, la cantidad del mismo que se produce durante el viaje de regreso es:

$$212 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{6 \text{ mol } CO_2}{6 \text{ mol } O_2} = 212 \text{ mol } CO_2$$

La masa correspondiente es:

$$212\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 9{,}33{\cdot}10^3\ \text{g}\ CO_2$$

d) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de eliminación del CO_2 con LiOH:

$$LiOH(aq) + 2\ CO_2(g) \rightarrow Li_2CO_3(aq) + H_2O(l)$$

Relacionando CO_2 con LiOH y teniendo en cuenta que se quiere eliminar el 99 % de este:

$$212\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{99\ \text{mol}\ CO_2\ \text{(eliminado)}}{100\ \text{mol}\ CO_2\ \text{(total)}} \cdot \frac{2\ \text{mol LiOH}}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 420\ \text{mol LiOH}$$

La masa de sustancia con una riqueza del 98 % es:

$$420\ \text{mol LiOH} \cdot \frac{24{,}0\ \text{g LiOH}}{1\ \text{mol LiOH}} \cdot \frac{100\ \text{g LiOH 98 \%}}{98\ \text{g LiOH}} \cdot \frac{1\ \text{kg LiOH 98 \%}}{10^3\ \text{g LiOH 98 \%}} = 10{,}3\ \text{kg LiOH 98 \%}$$

1.48. El $MgCO_3$ reacciona con ácido clorhídrico para dar cloruro de magnesio, $MgCl_2$, dióxido de carbono, CO_2, y agua.
a) Calcule el volumen de HCl, de densidad 1,095 g mL^{-1} y del 20,0 % en masa que se necesitará para que reaccione con 30,4 g de $MgCO_3$.
b) Si en el proceso anterior se han obtenido 7,40 L de CO_2, medidos a 1,00 atm y 27 °C, ¿cuál ha sido el rendimiento de la reacción?

(Córdoba 2018)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $MgCO_3$ y HCl es:

$$MgCO_3(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

Relacionando la cantidad de $MgCO_3$ con la de HCl:

$$30{,}4\ \text{g}\ MgCO_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ MgCO_3}{84{,}3\ \text{g}\ MgCO_3} \cdot \frac{2\ \text{mol HCl}}{1\ \text{mol}\ MgCO_3} \cdot \frac{36{,}5\ \text{g HCl}}{1\ \text{mol HCl}} = 26{,}3\ \text{g HCl}$$

Como se dispone de HCl de riqueza 20,0 % y densidad 1,095 g mL^{-1}:

$$26{,}3\ \text{g HCl} \cdot \frac{100\ \text{g HCl 20,0 \%}}{20{,}0\ \text{g HCl}} \cdot \frac{100\ \text{mL HCl 20,0 \%}}{1{,}095\ \text{g HCl 20,0 \%}} = 120\ \text{mL HCl 20,0 \%}$$

b) Considerando comportamiento ideal, la cantidad de gas producido es:

$$n = \frac{1{,}00\ \text{atm} \cdot 7{,}40\ \text{L}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15)\ \text{K}} = 0{,}300\ \text{mol}\ CO_2$$

La cantidad de gas que debería obtenerse a partir de la masa inicial de $MgCO_3$ es:

$$30{,}4\ \text{g}\ MgCO_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ MgCO_3}{84{,}3\ \text{g}\ MgCO_3} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ MgCO_3} = 0{,}306\ \text{mol}\ CO_2$$

Relacionando esta cantidad con la obtenida experimentalmente se obtiene el rendimiento del proceso:

$$\eta = \frac{0{,}300\ \text{mol}\ CO_2\ \text{(real)}}{0{,}360\ \text{mol}\ CO_2\ \text{(teórico)}} \cdot 100 = 83{,}3\ \%$$

1.49. Se desean preparar 50,0 g de bromuro de hidrógeno mediante la reacción:

$3\ NaBr(s) + H_3PO_4(aq) \rightarrow 3\ HBr(g) + Na_3PO_4(aq)$

a) Determine la cantidad en gramos necesaria de cada reactivo considerando que el rendimiento de la reacción es del 80,0 % y que se emplea un 40,0 % en exceso de ácido.

b) Si en otro experimento paralelo se parte de 100 g de NaBr y de 100 mL de H_3PO_4 2,00 M y se obtienen 0,400 mol de HBr, ¿cuál es el rendimiento?

(Murcia 2019)

a) La cantidad de HBr a obtener teniendo en cuenta un rendimiento del 80,0 % es:

$$x\ \text{g HBr} \cdot \frac{80{,}0\ \text{g HBr (real)}}{100\ \text{g HBr (teórico)}} \cdot \frac{1\ \text{mol HBr}}{80{,}9\ \text{g HBr}} = 50{,}0\ \text{g HBr} \qquad \rightarrow \qquad x = 0{,}773\ \text{mol HBr}$$

Relacionando HBr con cada uno de los reactivos, considerando un exceso de ácido del 40,0 %:

$$0{,}773\ \text{mol HBr} \cdot \frac{3\ \text{mol NaBr}}{3\ \text{mol HBr}} \cdot \frac{102{,}9\ \text{g NaBr}}{1\ \text{mol NaBr}} = 79{,}5\ \text{g NaBr}$$

$$0{,}773\ \text{mol HBr} \cdot \frac{1\ \text{mol } H_3PO_4}{3\ \text{mol HBr}} \cdot \frac{98{,}0\ \text{g } H_3PO_4}{1\ \text{mol } H_3PO_4} \cdot \frac{140\ \text{g } H_3PO_4\ \text{(exceso)}}{100\ \text{g } H_3PO_4\ \text{(teórico)}} = 35{,}4\ \text{g } H_3PO_4$$

b) Al disponer de cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{l} 100\ \text{g NaBr} \cdot \dfrac{1\ \text{mol NaBr}}{102{,}9\ \text{g NaBr}} \cdot \dfrac{10^3\ \text{mmol NaBr}}{1\ \text{mol NaBr}} = 972\ \text{mmol NaBr} \\ 100\ \text{mL } H_3PO_4\ 2{,}00\ \text{M} \cdot \dfrac{2{,}00\ \text{mmol } H_3PO_4}{1\ \text{mL } H_3PO_4\ 2{,}00\ \text{M}} = 972\ \text{mmol NaBr} \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{972\ \text{mmol NaBr}}{972\ \text{mmol NaBr}} = 4{,}86$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es mayor que 3, quiere decir que queda NaBr sin reaccionar, por lo que el H_3PO_4 es el reactivo limitante que determina la cantidad de HBr que se obtiene.

Relacionando H_3PO_4 con HBr:

$$200\ \text{mmol } H_3PO_4 \cdot \frac{3\ \text{mmol HBr}}{1\ \text{mmol } H_3PO_4} \cdot \frac{1\ \text{mol HBr}}{10^3\ \text{mmol HBr}} = 0{,}600\ \text{mol HBr}$$

El rendimiento del proceso es:

$$\eta = \frac{0{,}400\ \text{mol HBr (real)}}{0{,}600\ \text{mol HBr (teórico)}} \cdot 100 = 66{,}7\ \%$$

1.50. Se pretende obtener ácido fosforoso mediante la reacción a 80 °C del triyoduro de fósforo sólido con agua, para dar además del ácido fosforoso líquido, yoduro de hidrógeno gas, mediante la siguiente reacción:

$$PI_3(s) + H_2O(l) \rightarrow H_3PO_3(l) + HI(g)$$

Si se quiere obtener 200 mL de H_3PO_3 ($\rho = 1{,}651$ g mL^{-1}), el procedimiento requiere emplear un exceso del 45,0 % de agua y además se sabe que el rendimiento del proceso es del 75 %.

a) ¿Cuánto triyoduro de fósforo se necesitará?

b) ¿Qué volumen de agua ($\rho = 1{,}000$ g mL^{-1}) se debe utilizar?

c) ¿Qué volumen de yoduro de hidrógeno, medido a 1 atm, se ha desprendido?

(Castilla y León 2020)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción propuesta es:

$$PI_3(s) + 3\ H_2O\ (l) \rightarrow H_3PO_3\ (l) + 3\ HI\ (g)$$

a) La cantidad de H_3PO_3 que se quiere obtener es:

$$200\ \text{mL}\ H_3PO_3 \cdot \frac{1{,}651\ \text{g}\ H_3PO_3}{1\ \text{mL}\ H_3PO_3} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_3PO_3}{82{,}0\ \text{g}\ H_3PO_3} = 4{,}03\ \text{mol}\ H_3PO_3$$

Relacionando H_3PO_3 con PI_3 teniendo en cuenta un rendimiento del 75,0 %:

$$4{,}03\ \text{mol}\ H_3PO_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ PI_3}{1\ \text{mol}\ H_3PO_3} \cdot \frac{411{,}7\ \text{g}\ PI_3}{1\ \text{mol}\ PI_3} \cdot \frac{100\ \text{g}\ PI_3\ \text{(teórico)}}{75{,}0\ \text{g}\ PI_3\ \text{(real)}} = 2{,}21 \cdot 10^3\ \text{g}\ PI_3$$

b) Relacionando H_3PO_3 con H_2O teniendo en cuenta un exceso de esta del 45,0 %

$$4{,}03\ \text{mol}\ H_3PO_3 \cdot \frac{3\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ H_3PO_3} \cdot \frac{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ H_2O} \cdot \frac{1\ \text{mL}\ H_2O}{1{,}000\ \text{g}\ H_2O} = 218\ \text{mL}\ H_2O$$

$$218\ \text{mL}\ H_2O \cdot \frac{(100 + 45)\ \text{mL}\ H_2O\ \text{(exceso)}}{100\ \text{mL}\ H_2O\ \text{(estequiométrico)}} = 316\ \text{mL}\ H_2O$$

c) Relacionando H_3PO_3 con HI:

$$4{,}03\ \text{mol}\ H_3PO_3 \cdot \frac{3\ \text{mol HI}}{1\ \text{mol}\ H_3PO_3} = 12{,}1\ \text{mol HI}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado el gas en condiciones diferentes a las iniciales es:

$$V = \frac{(12{,}1\ \text{mol HI}) \cdot (0{,}0806\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (80 + 273{,}15)\ \text{K}}{1{,}0\ \text{atm}} = 350\ \text{L HI}$$

1.51. En los acondicionadores de aire se prohibió el uso de freones, como el CCl_2F_2, denominado también freón-12, porque destruyen la capa de ozono. Los investigadores han encontrado una forma ecológica de descomponer los freones tratándolos con oxalato de sodio, $Na_2C_2O_4$,de acuerdo con la siguiente reacción ajustada:

$$CCl_2F_2 + 2\ Na_2C_2O_4 \rightarrow C + 4\ CO_2 + 2\ NaCl + 2\ NaF$$

a) ¿Qué masa de $Na_2C_2O_4$ se requiere para eliminar 76,8 g de CCl_2F_2?

Si se hacen reaccionar 50,0 g de CCl_2F_2 con 100 g de $Na_2C_2O_4$, y el rendimiento de la reacción es del 75,0 %:

b1) ¿Qué masa de NaCl se produce?

b2) ¿Qué volumen de CO_2 se obtendrá medido a 25 °C y 780 mmHg?

(Preselección Valencia 2021)

a) Relacionando CCl_2F_2 con $Na_2C_2O_4$:

$$76{,}8\ g\ CCl_2F_2 \cdot \frac{1\ mol\ CCl_2F_2}{121{,}0\ g\ CCl_2F_2} \cdot \frac{2\ mol\ Na_2C_2O_4}{1\ mol\ CCl_2F_2} \cdot \frac{134{,}0\ Na_2C_2O_4}{1\ mol\ Na_2C_2O_4} = 170\ g\ Na_2C_2O_4$$

b) Al disponer de cantidades de ambos reactivos se debe determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. El número de moles de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{l} 100\ g\ Na_2C_2O_4 \cdot \dfrac{1\ mol\ Na_2C_2O_4}{134{,}0\ g\ Na_2C_2O_4} = 0{,}746\ mol\ Na_2C_2O_4 \\ \\ 50{,}0\ g\ CCl_2F_2 \cdot \dfrac{1\ mol\ CCl_2F_2}{121{,}0\ g\ CCl_2F_2} = 0{,}413\ mol\ CCl_2F_2 \end{array}\right\} \rightarrow \frac{0{,}746\ mol\ Na_2C_2O_4}{0{,}413\ mol\ CCl_2F_2} = 1{,}80$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es menor que 2, quiere decir que queda CCl_2F_2 sin reaccionar, por lo que el $Na_2C_2O_4$ es el reactivo limitante que determina la cantidad deNaCl y CO_2 que se obtienen.

b1) Relacionando $Na_2C_2O_4$ con NaCl y teniendo en cuenta que el rendimiento es del 75,0 %:

$$0{,}746\ mol\ Na_2C_2O_4 \cdot \frac{2\ mol\ NaCl}{2\ mol\ Na_2C_2O_4} \cdot \frac{75{,}0\ mol\ NaCl\ (real)}{100\ mol\ NaCl\ (teórico)} \cdot \frac{58{,}5\ g\ NaCl}{1\ mol\ NaCl} = 32{,}7\ g\ NaCl$$

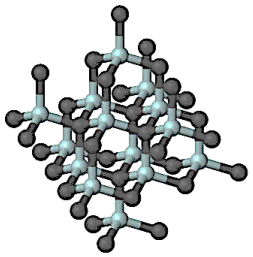
b2) Relacionando $Na_2C_2O_4$ con CO_2 y teniendo en cuenta que el rendimiento es del 75,0 %:

$$0{,}746\ mol\ Na_2C_2O_4 \cdot \frac{4\ mol\ CO_2}{2\ mol\ Na_2C_2O_4} \cdot \frac{75{,}0\ mol\ CO_2\ (real)}{100\ mol\ CO_2\ (teórico)} = 1{,}12\ mol\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(1{,}12\ mol\ CO_2) \cdot (0{,}08206\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ K}{780\ mmHg} \cdot \frac{760\ mmHg}{1\ atm} = 26{,}7\ L\ CO_2$$

1.52. El carburo de silicio, SiC, es un material utilizado para diferentes aplicaciones industriales, como, por ejemplo, para la construcción de componentes que están expuestos a temperaturas extremas.



El SiC se sintetiza de acuerdo con la siguiente reacción no ajustada:

$$SiO_2(s) + C(s) \rightarrow SiC(s) + CO(g)$$

Calcule:

a) La cantidad (en gramos) de SiC que se obtendrá a partir de 4,5 g SiO_2 que presenta un 97 % de pureza.

b) Los gramos de SiC que se obtendrán cuando se pongan en contacto 10 g de SiO_2 puro con 15 g de carbono. Suponga, en este caso, que el rendimiento de la reacción es del 80 %.

c) Para el apartado anterior, ¿qué cantidad (en gramos) de cada uno de los reactivos quedara sin reaccionar?

(Baleares 2021)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre C y SiO_2 es:

$$SiO_2(s) + 3\ C(s) \rightarrow SiC(s) + 2\ CO(g)$$

a) Relacionando SiO_2 con SiC:

$$4{,}5\ g\ SiO_2\ 97\ \% \cdot \frac{97\ g\ SiO_2}{100\ g\ SiO_2\ 97\ \%} \cdot \frac{1\ mol\ SiO_2}{60{,}0\ g\ SiO_2} \cdot \frac{1\ mol\ SiC}{1\ mol\ SiO_2} \cdot \frac{40{,}0\ g\ SiC}{1\ mol\ SiC} = 2{,}9\ g\ SiC$$

b-c) Al disponer de cantidades de ambos reactivos es necesario determinar cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada uno de ellos es:

$$\left.\begin{array}{l} 10\ g\ SiO_2 \cdot \dfrac{1\ mol\ SiO_2}{60{,}0\ g\ SiO_2} = 0{,}17\ mol\ SiO_2 \\ 15\ g\ C \cdot \dfrac{1\ mol\ C}{12{,}0\ g\ C} = 1{,}3\ mol\ C \end{array}\right\} \rightarrow \frac{1{,}3\ mol\ C\ O_2}{0{,}17\ mol\ SiO_2} = 7{,}4$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es mayor que 3, quiere decir que sobra C, por lo que el SiO_2 es el reactivo limitante que determina las cantidades formadas y en exceso:

Relacionando SiO_2 con SiC y considerando un rendimiento del proceso del 80 %:

$$0{,}17\ mol\ SiO_2 \cdot \frac{1\ mol\ SiC}{1\ mol\ SiO_2} \cdot \frac{40{,}0\ g\ SiC}{1\ mol\ SiC} \cdot \frac{80\ g\ SiC\ (real)}{100\ g\ SiC\ (teórico)} = 5{,}4\ g\ SiC$$

Relacionando SiO_2 con C:

$$0{,}17\ mol\ SiO_2 \cdot \frac{3\ mol\ C}{1\ mol\ SiO_2} \cdot \frac{12{,}0\ g\ C}{1\ mol\ C} = 5{,}4\ g\ C$$

La cantidad de C en exceso es:

$$15\ g\ C\ (inicial) - 5{,}4\ g\ C\ (consumido) = 9{,}6\ C\ (exceso)$$

1.53. En enero de 2020, en la planta petroquímica de La Canonja en Tarragona, se produjo una explosión en una empresa dedicada a la producción de etileno, glicoles y derivados del óxido de etileno. Este último es un gas incoloro a temperatura ambiente y altamente inflamable que se utiliza como materia prima para elaborar otras sustancias químicas de gran utilidad, como anticongelantes, detergentes o fibras de poliéster.
Según recoge el documento de Protocolos de Vigilancia Sanitaria elaborado por la Comisión de Salud Pública del Ministerio de Sanidad, el óxido de etileno es muy tóxico por inhalación, por lo que su emisión sí es altamente peligrosa.
Sin embargo, si se quema, como ocurrió en la planta petroquímica de Tarragona no resulta peligroso, según explicaron fuentes del ámbito de la investigación química.
Este es el motivo por el que no se produjo una nube tóxica, como anunciaron, desde los primeros momentos de la explosión fuentes de la Generalitat, para tranquilizar a la población. En este caso se dejó que todo el óxido de etileno que quedaba en el tanque ardiera de forma controlada, para evitar cualquier riesgo de escape.
a) Se tiene óxido de etileno almacenado en un contenedor cerrado a 25,0 °C y 1,00 atm. Calcule el aumento de presión que se produciría en el interior del contenedor si la temperatura se elevara hasta los 500 °C.
b) ¿Cuántos litros de dióxido de carbono, medidos a 25,0 °C y 1,00 atm, se hubieran emitido a la atmósfera si se hubiera quemado en su totalidad un contenedor esférico de 6,00 m de diámetro lleno de óxido de etileno, C_2H_4O?
c) El óxido de etileno produce glicol de acuerdo con la reacción:

$$C_2H_4O + H_2O \rightarrow C_2H_6O_2$$

Si el rendimiento máximo del proceso es del 81,0 %, ¿Cuántos litros de óxido, medido a 20,0 °C y 1,00 atm, se necesitan para producir 100 L de glicol líquido?
(Dato. Densidad del glicol = 1,11 g mL^{-1}).

(Jaén 2022)

---

a) De acuerdo con la expresión matemática de la ley de Gay-Lussac de las transformaciones isócoras (1803):

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

El valor de la presión final en el contenedor es:

$$p_2 = 1{,}00\ \text{atm} \cdot \frac{(500 + 273{,}15)\ \text{K}}{(25{,}0 + 273{,}15)\ \text{K}} = 2{,}58\ \text{atm}$$

El aumento de la presión en el contenedor es:

$$\Delta p = (2{,}58 - 1{,}00) = 1{,}58\ \text{atm}$$

b) El volumen de gas encerrado en el contenedor es:

$$V = \frac{4}{3}\pi \cdot \left(\frac{6{,}00\ \text{m}}{2}\right)^2 = 113\ \text{m}^3$$

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del C_2H_4O es:

$$2\ C_2H_4O(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l)$$

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), en idénticas condiciones de presión y temperatura, las especies se encuentran en una relación volumétrica y molar 2:5:4.

Relacionando los volúmenes de C_2H_4O y CO_2:

$$113\ \text{m}^3\ C_2H_4O \cdot \frac{10^3\ \text{L}\ C_2H_4O}{1\ \text{m}^3\ C_2H_4O} \cdot \frac{4\ \text{L}\ CO_2}{2\ \text{L}\ C_2H_4O} = 2{,}26 \cdot 10^5\ \text{L}\ CO_2$$

c) La cantidad de $C_2H_6O_2$ que se desea producir es:

$$100\ \text{L}\ C_2H_6O_2 \cdot \frac{10^3\ \text{mL}\ C_2H_6O_2}{1\ \text{L}\ C_2H_6O_2} \cdot \frac{1{,}11\ \text{g}\ C_2H_6O_2}{1\ \text{mL}\ C_2H_6O_2} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_6O_2}{62{,}0\ \text{g}\ C_2H_6O_2} = 1{,}79{\cdot}10^3\ \text{mol}\ C_2H_6O_2$$

Relacionando $C_2H_6O_2$ con C_2H_4O teniendo en cuenta que el rendimiento del proceso es el 81,0 %:

$$1{,}79{\cdot}10^3\ \text{mol}\ C_2H_6O_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_4O}{1\ \text{mol}\ C_2H_6O_2} \cdot \frac{100\ \text{mol}\ C_2H_4O\ \text{(teórico)}}{81{,}0\ \text{mol}\ C_2H_4O\ \text{(real)}} = 2{,}21{\cdot}10^3\ \text{mol}\ C_2H_4O$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(2{,}21{\cdot}10^3\ \text{mol}\ C_2H_4O) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15)\ \text{K}}{1{,}00\ \text{atm}} = 5{,}32{\cdot}10^5\ \text{L}\ C_2H_4O$$

1.54. El zinc es un metal menos reactivo de lo que cabría esperar porque la formación de óxido de cinc sobre su superficie impide un posterior ataque del oxígeno al metal (pasivado). Se utiliza en baterías eléctricas y para el recubrimiento electrolítico del acero, lo que se conoce como acero galvanizado.
Se obtiene por tostación de su mineral principal, la blenda, un sulfuro de zinc de fórmula ZnS. El óxido producido se reduce con carbón coquizado:

$$2\ ZnS(s) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ ZnO(s) + 2\ SO_2(g)$$

$$ZnO(s) + C(g) \rightarrow Zn(s) + CO(g)$$

a) Calcule la cantidad (en kg) de blenda del 75,0 % de riqueza que es necesaria para obtener 45,0 kg de zinc, suponiendo que el proceso tiene un rendimiento del 100 %.
b) Calcule la cantidad (en kg) de carbono coquizado que habrá que emplear en este proceso.
(Extremadura 2023)

a) Relacionando Zn con ZnO:

$$45{,}0\ \text{kg Zn} \cdot \frac{10^3\text{g Zn}}{1\ \text{kg Zn}} \cdot \frac{1\ \text{mol Zn}}{65{,}4\ \text{g Zn}} \cdot \frac{1\ \text{mol ZnO}}{1\ \text{mol Zn}} = 688\ \text{mol ZnO}$$

Relacionando ZnO con ZnS y blenda de riqueza 75,0 %:

$$688\ \text{mol ZnO} \cdot \frac{2\ \text{mol ZnS}}{2\ \text{mol ZnO}} \cdot \frac{97{,}4\ \text{g ZnS}}{1\ \text{mol ZnS}} \cdot \frac{100\ \text{g blenda}}{75{,}0\ \text{g ZnS}} \cdot \frac{1\ \text{kg blenda}}{10^3\ \text{g blenda}} = 89{,}3\ \text{kg blenda}$$

b) Relacionando ZnO con C:

$$688\ \text{mol ZnO} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol ZnO}} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}} \cdot \frac{1\ \text{kg C}}{10^3\ \text{g C}} = 8{,}26\ \text{kg C}$$

(Problema similar al propuesto en Preselección Valencia 2011).

1.55. Se ponen en contacto 50,0 g de zinc metálico con 250 mL de una disolución de ácido sulfúrico del 15,0 % en masa y densidad 1,10 g mL^{-1}. La reacción que se produce es:

$$Zn(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow ZnSO_4(aq) + H_2(g)$$

Suponiendo que el rendimiento de la misma es del 85,0 %, indique:

a) El reactivo limitante de la reacción.

b) La masa en gramos de $ZnSO_4$ formada.

c) La cantidad de hidrógeno desprendida, medida a 25,0 °C y 745 mmHg.

(Murcia 2023)

a) Al disponer de cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante. El número de moles de cada uno de ellos es:

$$\left.\begin{array}{l} 50{,}0\ \text{g Zn} \cdot \dfrac{1\ \text{mol Zn}}{65{,}4\ \text{g Zn}} = 0{,}765\ \text{mol Zn} \\ 250\ \text{mL } H_2SO_4\ 15{,}0\ \% \cdot \dfrac{1{,}10\ \text{g } H_2SO_4\ 15{,}0\ \%}{1\ \text{mL } H_2SO_4\ 15{,}0\ \%} \cdot \dfrac{15{,}0\ \text{g } H_2SO_4}{100\ \text{g } H_2SO_4\ 15{,}0\ \%} \cdot \dfrac{1\ \text{mol } H_2SO_4}{98{,}1\ \text{g } H_2SO_4} = 0{,}420\ \text{mol } H_2SO_4 \end{array}\right\}$$

La relación molar entre ambos reactivos es:

$$\frac{0{,}420\ \text{mol } H_2SO_4}{0{,}765\ \text{mol Zn}} = 0{,}549$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es menor que 1, quiere decir que sobra Zn, por lo que el H_2SO_4 es el reactivo limitante que determina las cantidades de sustancias que reaccionan y se obtienen.

b) Teniendo en cuenta que el rendimiento del proceso es del 85,0 %, la cantidad de limitante, H_2SO_4, que reacciona es:

$$0{,}420\ \text{mol } H_2SO_4 \cdot \frac{85{,}0\ \text{mol } H_2SO_4\ \text{(reaccionado)}}{100\ \text{mol } H_2SO_4\ \text{(teórico)}} = 0{,}357\ \text{mol } H_2SO_4$$

Relacionando H_2SO_4 y $ZnSO_4$:

$$0{,}357\ \text{mol } H_2SO_4 \cdot \frac{1\ \text{mol } ZnSO_4}{1\ \text{mol } H_2SO_4} \cdot \frac{161{,}5\ \text{g } ZnSO_4}{1\ \text{mol } ZnSO_4} = 57{,}7\ \text{g } ZnSO_4$$

c) Relacionando H_2SO_4 y H_2:

$$0{,}357\ \text{mol } H_2SO_4 \cdot \frac{1\ \text{mol } H_2}{1\ \text{mol } H_2SO_4} = 0{,}357\ \text{mol } H_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el gas es:

$$V = \frac{(0{,}357\ \text{mol } H_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25{,}0 + 273{,}15)\ \text{K}}{745\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 8{,}91\ \text{L } H_2$$

6. REACCIONES CONSECUTIVAS Y REACCIONES SIMULTÁNEAS

6.1. Una muestra de una aleación de zinc y aluminio pesa 0,160 g y al tratarla con ácido sulfúrico de riqueza 94,3 % en masa y densidad 1,832 g mL^{-1}, se producen 120 mL de hidrógeno medidos a 27 °C y 730 mmHg. Calcule:
a) La composición de la muestra
b) El volumen de ácido necesario para reaccionar únicamente con el aluminio de la muestra.

(Asturias 1987)

a) Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de Zn y Al con H_2SO_4 son:

$$Zn(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow ZnSO_4(aq) + H_2(g)$$

$$2\ Al(s) + 3\ H_2SO_4(aq) \rightarrow 2\ Al_2(SO_4)_3(aq) + 3\ H_2(g)$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas obtenido es:

$$n = \frac{730\ \text{mmHg} \cdot 120\ \text{mL}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} \cdot \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} = 4{,}68{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ H_2$$

Llamando x e y, respectivamente, a los gramos de Zn y Al en la aleación y relacionando estas cantidades con el H_2 formado se puede escribir la siguiente ecuación:

$$x\ \text{g Zn} \cdot \frac{1\ \text{mol Zn}}{65{,}4\ \text{g Zn}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2}{1\ \text{mol Zn}} + y\ \text{g Al} \cdot \frac{1\ \text{mol Al}}{27{,}0\ \text{g Al}} \cdot \frac{3\ \text{mol}\ H_2}{2\ \text{mol Al}} = 4{,}68{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ H_2$$

Se puede plantear el siguiente sistema de ecuaciones:

$$x\ \text{g Zn} + y\ \text{g Al} = 0{,}160\ \text{g aleación}$$

$$(1{,}53{\cdot}10^{-2}\ x + 5{,}56{\cdot}10^{-2}\ y)\ \text{mol}\ H_2 = 4{,}68{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ H_2$$

Resolviendo el sistema se obtiene:

$$x = 0{,}105\ \text{g Zn} \qquad y = 0{,}0553\ \text{g Al}$$

Expresando el resultado en forma de porcentaje en masa:

$$\frac{0{,}105\ \text{g Zn}}{0{,}160\ \text{g aleación}} \cdot 100 = 65{,}5\ \%\ \text{Zn} \qquad \frac{0{,}0553\ \text{g Al}}{0{,}160\ \text{g aleación}} \cdot 100 = 34{,}5\ \%\ \text{Al}$$

Relacionando Al con H_2SO_4:

$$0{,}0553\ \text{g Al} \cdot \frac{1\ \text{mol Al}}{27{,}0\ \text{g Al}} \cdot \frac{3\ \text{mol}\ H_2SO_4}{2\ \text{mol Al}} \cdot \frac{98{,}1\ \text{g}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4} = 0{,}301\ \text{g}\ H_2SO_4$$

Como se dispone de H_2SO_4 de riqueza 94,3 %:

$$0{,}301\ \text{g}\ H_2SO_4 \cdot \frac{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 94{,}3\ \%}{94{,}3\ \text{g}\ H_2SO_4} \cdot \frac{1\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 94{,}3\ \%}{1{,}832\ \text{g}\ H_2SO_4\ 94{,}3\ \%} = 0{,}17\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 94{,}3\ \%$$

6.2. Una muestra granulada de una aleación para aviones (Al, Mg y Cu) que pesa 8,72 g se trató inicialmente con un álcali para disolver el aluminio, y después con HCl muy diluido para disolver el magnesio, dejando al final un residuo de cobre. El residuo después de hervirlo con álcali pesó 2,10 g, y el residuo insoluble en ácido a partir del anterior pesó 0,690 g. Determine la composición de la aleación.

(Canarias 1997)

Considerando que la muestra de aleación está formada por x g de Al, y g de Mg y z g de Cu, se puede escribir la siguiente ecuación:

$$x \text{ g Al} + y \text{ g Mg} + z \text{ g Cu} = 8{,}72 \text{ g aleación} \qquad (1)$$

▪ Al tratar la aleación con álcali se disuelve el Al que se separa de la mezcla de acuerdo con la reacción que muestra la siguiente ecuación química ajustada:

$$Al(s) + 3\ OH^-(aq) \rightarrow Al(OH)_3(aq)$$

por tanto, se puede escribir la siguiente ecuación:

$$y \text{ g Mg} + z \text{ g Cu} = 2{,}10 \text{ g mezcla} \qquad (2)$$

Combinando las ecuaciones (1) y (2) se obtiene, $x = 6{,}62$ g Al.

▪ Al tratar el residuo de Mg y Cu con HCl se disuelve el Mg que se separa de la mezcla de acuerdo con la reacción que muestra la siguiente ecuación química ajustada:

$$Mg(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + H_2(g)$$

por tanto, se obtiene que:

$$z = 0{,}690 \text{ g Cu} \qquad (3)$$

Combinando las ecuaciones (2) y (3) se obtiene, $y = 1{,}41$ g Mg.

6.3. Cuando se queman completamente 14,22 g de una mezcla líquida que contiene exclusivamente metanol, CH_3OH, y etanol, CH_3CH_2OH, se obtienen 16,21 g de agua.
a) Ajuste las reacciones de combustión que se producen.
b) Calcule los porcentajes en masa de metanol y de etanol en la mezcla líquida.
c) Determine la masa de CO_2 que se desprende en la combustión y el volumen que ocuparía este gas medido sobre agua a 70 °C y a una presión total de 934 mmHg.
(Dato. Presión de vapor del agua a 70 °C = $0{,}312 \cdot 10^5$ Pa).

(Castilla y León 1997)

a) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las combustiones de ambos alcoholes son:

$$2\ CH_3OH(l) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l)$$

$$CH_3CH_2OH(l) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l)$$

b) Llamando x e y, respectivamente, a los gramos de CH_3OH y CH_3CH_2OH en la mezcla y relacionando estas cantidades con el H_2O formada:

$$x \text{ g } CH_3OH \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_3OH}{32{,}0 \text{ g } CH_3OH} \cdot \frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } CH_3OH} \cdot \frac{18{,}0 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 1{,}125\ x \text{ g } H_2O$$

$$y \text{ g } CH_3CH_2OH \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_3CH_2OH}{46{,}0 \text{ g } CH_3CH_2OH} \cdot \frac{3 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } CH_3CH_2OH} \cdot \frac{18{,}0 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 1{,}174\ y \text{ g } H_2O$$

Se puede plantear el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\left.\begin{array}{l} x \text{ g } CH_3OH + y \text{ g } CH_3CH_2OH = 14{,}22 \text{ g mezcla} \\ 1{,}125\ x \text{ g } H_2O + 1{,}174\ y \text{ g } H_2O = 16{,}21 \text{ g } H_2O \end{array}\right\} \rightarrow \left\{\begin{array}{l} x = 9{,}93 \text{ g } CH_3OH \\ y = 4{,}30 \text{ g } CH_3CH_2OH \end{array}\right.$$

Expresando el resultado en forma de porcentaje en masa:

$$\frac{9{,}93\ \text{g}\ CH_3OH}{14{,}22\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 30{,}2\ \%\ CH_3OH \qquad \frac{4{,}30\ \text{g}\ CH_3CH_2OH}{14{,}22\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 69{,}8\ \%\ CH_3CH_2OH$$

c) Relacionando cada uno de los alcoholes con el CO_2 formado:

$$\left.\begin{array}{r} 9{,}93\ \text{g}\ CH_3OH \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ CH_3OH}{32{,}0\ \text{g}\ CH_3OH} \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CH_3OH} = 0{,}310\ \text{mol}\ CO_2 \\ 4{,}30\ \text{g}\ CH_3CH_2OH \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ CH_3CH_2OH}{46{,}0\ \text{g}\ CH_3CH_2OH} \cdot \dfrac{2\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CH_3CH_2OH} = 0{,}187\ \text{mol}\ CO_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad 0{,}497\ \text{mol}\ CO_2$$

La masa correspondientes es:

$$0{,}497\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 21{,}9\ \text{g}\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas seco es:

$$V = \frac{(0{,}497\ \text{mol}\ CO_2) \cdot (8{,}3145\ \text{J mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (70 + 273{,}15)\ \text{K}}{\left(934\ \text{mmHg} \cdot \dfrac{1{,}013 \cdot 10^5\ \text{Pa}}{760\ \text{mmHg}}\right) - 0{,}312 \cdot 10^5\ \text{Pa}} \cdot \frac{10^3\ \text{L}}{1\ \text{m}^3} = 15{,}2\ \text{L}\ CO_2$$

6.4. Al tratar 0,558 g de una aleación de zinc y aluminio con ácido clorhídrico, se desprendieron 609 mL de hidrógeno que fueron recogidos sobre agua a 746 mmHg de presión y 15 °C de temperatura.
a) Escriba las reacciones del zinc y el aluminio con el ácido clorhídrico.
b) Calcule el número de moles de hidrógeno que se obtuvieron en el experimento.
c) Calcule la composición de la muestra expresando el resultado en %.
(Dato. Presión de vapor del agua a 15°C = 13,0 mmHg).

(Valencia 1998)

a) Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de los metales con HCl son:

$$Zn(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$$

$$2\ Al(s) + 6\ HCl(aq) \rightarrow 2\ AlCl_3(aq) + 3\ H_2(g)$$

b) Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas seco es:

$$n = \frac{(746 - 13{,}0)\ \text{mmHg} \cdot 609\ \text{mL}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (15 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} \cdot \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} = 0{,}0249\ \text{mol}\ H_2$$

c) Llamando x e y, respectivamente, a los gramos de Zn y Al en la aleación y relacionando estas cantidades con el H_2 formado se puede escribir la siguiente ecuación:

$$x\ \text{g Zn} \cdot \frac{1\ \text{mol Zn}}{65{,}4\ \text{g Zn}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2}{1\ \text{mol Zn}} + y\ \text{g Al} \cdot \frac{1\ \text{mol Al}}{27{,}0\ \text{g Al}} \cdot \frac{3\ \text{mol}\ H_2}{2\ \text{mol Al}} = 0{,}0249\ \text{mol}\ H_2$$

Se puede plantear el siguiente sistema de ecuaciones:

$$x\ \text{g Zn} + y\ \text{g Al} = 0{,}558\ \text{g mezcla}$$

$$0{,}0153\ x\ \text{mol}\ H_2 + 0{,}0556\ y\ \text{mol}\ H_2 = 0{,}0249\ \text{mol}\ H_2$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones se obtiene:

$$x = 0{,}152\ \text{g Zn} \qquad y = 0{,}406\ \text{g Al}$$

Expresando la composición de la aleación en forma de porcentaje en masa:

$$\frac{0{,}152\ \text{g Zn}}{0{,}558\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 27{,}2\ \%\ \text{Zn} \qquad \frac{0{,}406\ \text{g Al}}{0{,}558\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 72{,}8\ \%\ \text{Al}$$

6.5. Una muestra de aleación de zinc y aluminio pesa 15,6 g. Se trata con ácido sulfúrico y se producen 11.400 mL de hidrógeno medidos a 27 °C y 725 mmHg. Calcule:
a) La composición de la aleación (% masa).
b) El volumen de disolución de ácido sulfúrico, del 98,0 % en masa y densidad 1,84 g mL^{-1}, necesario para la reacción.

(Asturias 1998)

a) Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de Zn y Al con H_2SO_4 son:

$$Zn(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow ZnSO_4(aq) + H_2(g)$$

$$2\ Al(s) + 3\ H_2SO_4(aq) \rightarrow 2\ Al_2(SO_4)_3(aq) + 3\ H_2(g)$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas obtenido es:

$$n = \frac{725\ \text{mmHg} \cdot 11.400\ \text{mL}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 0{,}442\ \text{mol}\ H_2$$

Llamando x e y, respectivamente, a los gramos de Zn y Al en la aleación y relacionando estas cantidades con el H_2 formado se puede escribir la siguiente ecuación:

$$x\ \text{g Zn} \cdot \frac{1\ \text{mol Zn}}{65{,}4\ \text{g Zn}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2}{1\ \text{mol Zn}} + y\ \text{g Al} \cdot \frac{1\ \text{mol Al}}{27{,}0\ \text{g Al}} \cdot \frac{3\ \text{mol}\ H_2}{2\ \text{mol Al}} = 0{,}442\ \text{mol}\ H_2$$

Se puede plantear el siguiente sistema de ecuaciones:

$$x\ \text{g Zn} + y\ \text{g Al} = 15{,}6\ \text{g aleación}$$

$$(1{,}53 \cdot 10^{-2}\ x + 5{,}56 \cdot 10^{-2}\ y)\ \text{mol}\ H_2 = 0{,}442\ \text{mol}\ H_2$$

Resolviendo el sistema se obtiene:

$$x = 10{,}5\ \text{g Zn} \qquad y = 5{,}05\ \text{g Al}$$

Expresando el resultado en forma de porcentaje en masa:

$$\frac{10{,}5\ \text{g Zn}}{15{,}6\ \text{g aleación}} \cdot 100 = 67{,}5\ \%\ \text{Zn} \qquad \frac{5{,}05\ \text{g Al}}{15{,}6\ \text{g aleación}} \cdot 100 = 32{,}5\ \%\ \text{Al}$$

b) Relacionando H_2 con H_2SO_4:

$$0{,}442\ \text{mol}\ H_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ H_2} \cdot \frac{98{,}1\ \text{g}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4} = 43{,}4\ \text{g}\ H_2SO_4$$

Como se dispone de H_2SO_4 de riqueza 98,0 % en masa:

$$43{,}4\ \text{g}\ H_2SO_4 \cdot \frac{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 98{,}0\ \%}{98{,}0\ \text{g}\ H_2SO_4} \cdot \frac{1\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 98{,}0\ \%}{1{,}84\ \text{g}\ H_2SO_4\ 98{,}0\ \%} = 24{,}0\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 98{,}0\ \%$$

6.6. Para conocer la composición de una aleación de aluminio y zinc, se trata una muestra de 0,136 g de esta con exceso de ácido clorhídrico y se recogen 129,0 mL de hidrógeno gas en condiciones normales de presión y temperatura. Calcule la cantidad de cada elemento en la aleación expresada como porcentaje en masa.

(Galicia 1999) (Canarias 2000)

Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de los metales con HCl son:

$$Zn(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$$

$$2\ Al(s) + 6\ HCl(aq) \rightarrow 2\ AlCl_3(aq) + 3\ H_2(g)$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas desprendido es:

$$n = \frac{1\ \text{atm} \cdot 129\ \text{mL}\ H_2}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{L}\ H_2}{10^3\ \text{mL}\ H_2} = 5{,}75 \cdot 10^{-3}\ \text{mol}\ H_2$$

Llamando x e y a las masas de Zn y Mg contenidas en la aleación y relacionando estas cantidades con el H_2 formado se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$x\ \text{g Zn} \cdot \frac{1\ \text{mol Zn}}{65{,}4\ \text{g Zn}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2}{1\ \text{mol Zn}} + y\ \text{g Al} \cdot \frac{1\ \text{mol Al}}{27{,}0\ \text{g Al}} \cdot \frac{3\ \text{mol H}_2}{2\ \text{mol Al}} = 5{,}75 \cdot 10^{-3}\ \text{mol H}_2$$

$$x\ \text{g Zn} + y\ \text{g Al} = 0{,}136\ \text{g aleación}$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones se obtiene:

$$x = 0{,}0449\ \text{g Zn} \qquad y = 0{,}0911\ \text{g Al}$$

Expresando el resultado en forma de porcentaje en masa:

$$\frac{0{,}0449\ \text{g Zn}}{0{,}136\ \text{g aleación}} \cdot 100 = 33{,}0\ \%\ \text{Zn} \qquad \frac{0{,}0911\ \text{g Al}}{0{,}136\ \text{g aleación}} \cdot 100 = 67{,}0\ \%\ \text{Al}$$

(En el problema propuesto en Canarias 2000 el gas se recoge a 27 °C y 1 atm).

6.7. A un laboratorio llega una muestra húmeda que es una mezcla de carbonatos de calcio y magnesio de la que se desea conocer la composición porcentual. Para ello se pesan 2,250 g de la misma y se calcinan en un crisol de porcelana hasta su total descomposición a los óxidos correspondientes. En el proceso se desprende dióxido de carbono gaseoso, que medido a 1,50 atm y 30 °C, ocupa un volumen de 413,1 cm^3. Una vez frío el crisol se procede a su pesada, llegando a la conclusión de que el residuo sólido procedente de la calcinación tiene una masa de 1,120 g. Calcule la composición porcentual de la mezcla.

(Castilla y León 2000)

Las ecuaciones químicas correspondientes a la descomposición térmica de ambos carbonatos son:

$$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

$$MgCO_3(s) \rightarrow MgO(s) + CO_2(g)$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas es:

$$n = \frac{1{,}50\ \text{atm} \cdot 413{,}1\ \text{cm}^3}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (30 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{cm}^3} = 0{,}0249\ \text{mol CO}_2$$

Llamando x e y a las masas de $CaCO_3$ y $MgCO_3$ contenidas en la mezcla y relacionando estas cantidades con el CO_2 formado:

$$\left.\begin{array}{l} x\ \text{g CaCO}_3 \cdot \dfrac{1\ \text{mol CaCO}_3}{100{,}1\ \text{g CaCO}_3} \cdot \dfrac{1\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol CaCO}_3} = \dfrac{x}{100{,}1}\ \text{mol CO}_2 \\ y\ \text{g MgCO}_3 \cdot \dfrac{1\ \text{mol MgCO}_3}{84{,}3\ \text{g MgCO}_3} \cdot \dfrac{1\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol MgCO}_3} = \dfrac{y}{84{,}3}\ \text{mol CO}_2 \end{array}\right\} \rightarrow \frac{x}{100{,}1} + \frac{y}{84{,}3} = 0{,}0249$$

Relacionando las masas de $CaCO_3$ y $MgCO_3$ con los óxidos formados:

$$\left.\begin{array}{l} x\ \text{g CaCO}_3 \cdot \dfrac{1\ \text{mol CaCO}_3}{100{,}1\ \text{g CaCO}_3} \cdot \dfrac{1\ \text{mol CaO}}{1\ \text{mol CaCO}_3} \cdot \dfrac{56{,}1\ \text{g CaO}}{1\ \text{mol CaO}} = \dfrac{56{,}0\ x}{100{,}1}\ \text{g CaO} \\ y\ \text{g MgCO}_3 \cdot \dfrac{1\ \text{mol MgCO}_3}{84{,}3\ \text{g MgCO}_3} \cdot \dfrac{1\ \text{mol MgO}}{1\ \text{mol MgCO}_3} \cdot \dfrac{40{,}3\ \text{g MgO}}{1\ \text{mol MgO}} = \dfrac{40{,}3\ y}{84{,}3}\ \text{g MgO} \end{array}\right\} \rightarrow \frac{56{,}1\ x}{100{,}1} + \frac{40{,}3\ \square\square}{84{,}3} = 1{,}12$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones se obtiene:

$$x = 0{,}717\ \text{g CaCO}_3 \qquad y = 1{,}50\ \text{g MgCO}_3$$

El porcentaje de cada carbonato respecto de la muestra húmeda es:

$$\frac{0{,}717\ \text{g CaCO}_3}{2{,}25\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 31{,}9\ \%\ \text{CaCO}_3 \qquad \frac{1{,}50\ \text{g MgCO}_3}{2{,}25\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 66{,}8\ \%\ \text{MgCO}_3$$

6.8. Para determinar la composición de un "bicarbonato de sodio" comercial, formado por una mezcla de hidrogenocarbonato de sodio y carbonato de sodio, junto con pequeñas cantidades de agua y sales amónicas volátiles, se pesan 0,9985 g de sustancia que se disuelven en agua y acidifican con ácido sulfúrico. El dióxido de carbono que se desprende se absorbe en disolución de hidróxido de potasio, comprobándose un aumento de masa de 0,5003 g en el aparato de absorción.
La disolución sulfúrica se evapora a sequedad y se pesa el residuo una vez calcinado, obteniéndose un valor de 0,8362 g.
a) Calcule el porcentaje de los carbonatos ácido y neutro existentes en la muestra original.
b) Explique cómo hubiera realizado prácticamente en el laboratorio la determinación señalada.

(Castilla y León 2001)

a) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a la reacción de los componentes de la mezcla con H_2SO_4 son:

$$Na_2CO_3(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

$$2\ NaHCO_3(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + 2\ CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

Llamando x e y a los moles de Na_2CO_3 y $NaHCO_3$ contenidos en la mezcla y relacionando estas cantidades con el CO_2 absorbido:

$$\left.\begin{array}{l} x\ \text{mol}\ Na_2CO_3 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ Na_2CO_3} \cdot \dfrac{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 44{,}0\ x\ \text{g}\ CO_2 \\ y\ \text{mol}\ NaHCO_3 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ NaHCO_3} \cdot \dfrac{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 44{,}0\ y\ \text{g}\ CO_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad 44{,}0\ x + 44{,}0\ y = 0{,}5003$$

Relacionando los moles de Na_2CO_3 y $NaHCO_3$ con el Na_2SO_4 que queda después de evaporar a sequedad:

$$\left.\begin{array}{l} x\ \text{mol}\ Na_2CO_3 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ Na_2SO_4}{1\ \text{mol}\ Na_2CO_3} \cdot \dfrac{142{,}0\ \text{g}\ Na_2SO_4}{1\ \text{mol}\ Na_2SO_4} = 142{,}0\ x\ \text{g}\ Na_2SO_4 \\ y\ \text{mol}\ NaHCO_3 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ Na_2SO_4}{2\ \text{mol}\ NaHCO_3} \cdot \dfrac{142{,}0\ \text{g}\ Na_2SO_4}{1\ \text{mol}\ Na_2SO_4} = 71{,}00\ y\ Na_2SO_4 \end{array}\right\} \rightarrow 142{,}0\ x + 71{,}00\ y = 0{,}8362$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones se obtiene:

$$x = 4{,}07 \cdot 10^{-4}\ \text{mol}\ Na_2CO_3 \qquad y = 1{,}10 \cdot 10^{-2}\ \text{mol}\ NaHCO_3$$

El porcentaje de cada compuesto respecto de la muestra original es:

$$\frac{4{,}07 \cdot 10^{-4}\ \text{mol}\ Na_2CO_3}{0{,}9985\ \text{g mezcla}} \cdot \frac{106{,}0\ \text{g}\ Na_2CO_3}{1\ \text{mol}\ Na_2CO_3} \cdot 100 = 4{,}32\ \%\ Na_2CO_3$$

$$\frac{1{,}10 \cdot 10^{-2}\ \text{mol}\ NaHCO_3}{0{,}9985\ \text{g mezcla}} \cdot \frac{84{,}0\ \text{g}\ NaHCO_3}{1\ \text{mol}\ NaHCO_3} \cdot 100 = 92{,}5\ \%\ NaHCO_3$$

b) Se tara un matraz Erlenmeyer y se pesa la mezcla original, se añade agua y se tapa con un tapón con dos orificios, uno para colocar un tubo de seguridad por el que se echa el ácido sulfúrico y otro por el que se conecta un tubo de silicona que permita la salida del dióxido de carbono gaseoso hacia la disolución de hidróxido de potasio contenida en otro matraz Erlenmeyer.

Se pesa la disolución de hidróxido de potasio antes y después de que pase el gas. La diferencia de masa proporciona la masa de dióxido de carbono liberado por la mezcla.

Se toma la disolución que queda en el matraz Erlenmeyer y se pasa a una cápsula de porcelana, previamente tarada. Se pesa y se calienta a sequedad. Se deja enfriar y se vuelve a pesar. La diferencia de peso proporciona la masa de sulfato de sodio formado.

6.9. Al hacer reaccionar con oxígeno 5,408 g de una aleación de Mg y Al, se obtiene como residuo una mezcla de los óxidos de ambos metales que pesa 9,524 g. Determine el porcentaje en masa del Mg en la aleación.

(Extremadura 2003)

Las ecuaciones químicas correspondientes a la oxidación de ambos metales son:

$$2\ Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2\ MgO(s)$$

$$4\ Al(s) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ Al_2O_3(s)$$

Llamando x e y, respectivamente, a los moles de Mg y Al contenidos en la muestra de aleación se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$x\ mol\ Mg \cdot \frac{24{,}3\ g\ Mg}{1\ mol\ Mg} + y\ mol\ Al \cdot \frac{27{,}0\ g\ Al}{1\ mol\ Al} = 5{,}408\ g\ aleación$$

$$x\ mol\ Mg \cdot \frac{2\ mol\ MgO}{2\ mol\ Mg} \cdot \frac{40{,}3\ g\ MgO}{1\ mol\ MgO} + y\ mol\ Al \cdot \frac{2\ mol\ Al_2O_3}{4\ mol\ Al} \cdot \frac{102{,}0\ g\ Al_2O_3}{1\ mol\ Al_2O_3} = 9{,}524\ g\ óxidos$$

Resolviendo el sistema se obtiene:

$$x = 0{,}123\ mol\ Mg \qquad y = 0{,}0896\ mol\ Al$$

El porcentaje de magnesio en la aleación es:

$$\frac{0{,}123\ mol\ Mg}{5{,}408\ g\ aleación} \cdot \frac{24{,}3\ g\ Mg}{1\ mol\ Mg} \cdot 100 = 55{,}3\ \%\ Mg$$

6.10. Una mezcla de carbonato de sodio y carbonato de potasio, de peso total 1,000 g, se trata con ácido clorhídrico en exceso. La disolución resultante se lleva a sequedad y el residuo obtenido (una mezcla de cloruros de sodio y potasio) pesa 1,091 g. Calcule:
a) La fracción molar de los dos compuestos en la mezcla inicial.
b) La composición de la mezcla en porcentaje de carbonatos.
c) El volumen que ocuparía el CO_2 desprendido, medido a 740 mmHg y 25 °C.

(Baleares 2003) (Murcia 2013)

a) Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de ambos carbonatos con HCl son, respectivamente:

$$Na_2CO_3(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow 2\ NaCl(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

$$K_2CO_3(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow 2\ KCl(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

Llamando x e y, respectivamente, a los moles de Na_2CO_3 y K_2CO_3 en la mezcla se puede plantear la siguiente ecuación:

$$x\ mol\ Na_2CO_3 \cdot \frac{106{,}0\ g\ Na_2CO_3}{1\ mol\ Na_2CO_3} + y\ mol\ K_2CO_3 \cdot \frac{138{,}2\ g\ K_2CO_3}{1\ mol\ K_2CO_3} = 1{,}02\ g\ mezcla$$

Relacionando estas cantidades con el residuo formado:

$$x\ mol\ Na_2CO_3 \cdot \frac{2\ mol\ NaCl}{1\ mol\ Na_2CO_3} \cdot \frac{58{,}5\ g\ NaCl}{1\ mol\ NaCl} + y\ mol\ K_2CO_3 \cdot \frac{2\ mol\ KCl}{1\ mol\ K_2CO_3} \cdot \frac{74{,}6\ g\ KCl}{1\ mol\ KCl} = 1{,}091\ g$$

Resolviendo el sistema formado por ambas ecuaciones se obtiene:

$$x = 4{,}73 \cdot 10^{-3}\ mol\ Na_2CO_3 \qquad y = 3{,}61 \cdot 10^{-3}\ mol\ K_2CO_3.$$

Las respectivas fracciones molares son:

$$x_{Na_2CO_3} = \frac{4{,}73 \cdot 10^{-3}\ mol\ Na_2CO_3}{4{,}73 \cdot 10^{-3}\ mol\ Na_2CO_3 + 3{,}61 \cdot 10^{-3}\ mol\ K_2CO_3} = 0{,}567$$

$$x_{K_2CO_3} = \frac{3{,}61 \cdot 10^{-3}\ mol\ K_2CO_3}{4{,}73 \cdot 10^{-3}\ mol\ Na_2CO_3 + 3{,}61 \cdot 10^{-3}\ mol\ K_2CO_3} = 0{,}433$$

b) La composición de la mezcla expresada como porcentaje en masa es:

$$\frac{4{,}73\cdot10^{-3}\text{ mol } Na_2CO_3}{1{,}000\text{ g mezcla}}\cdot\frac{106{,}0\text{ g } Na_2CO_3}{1\text{ mol } Na_2CO_3}\cdot 100 = 50{,}1\ \%\ Na_2CO_3$$

$$\frac{3{,}61\cdot10^{-3}\text{ mol } K_2CO_3}{1\text{ g mezcla}}\cdot\frac{138{,}2\text{ g } K_2CO_3}{1\text{ mol } K_2CO_3}\cdot 100 = 49{,}8\ \%\ K_2CO_3$$

c) Relacionando ambos carbonatos con el CO_2 que producen:

$$4{,}73\cdot10^{-3}\text{ mol } Na_2CO_3\cdot\frac{1\text{ mol } CO_2}{1\text{ mol } Na_2CO_3} + 3{,}61\cdot10^{-3}\text{ mol } K_2CO_3\cdot\frac{1\text{ mol } CO_2}{1\text{ mol } K_2CO_3} = 8{,}34\cdot10^{-3}\text{ mol } CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el gas es:

$$V = \frac{(8{,}34\cdot10^{-3}\text{ mol } CO_2)\cdot(0{,}08206\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1})\cdot(25+273{,}15)\text{ K}}{740\text{ mmHg}}\cdot\frac{760\text{ mmHg}}{1\text{ atm}} = 0{,}209\text{ L } CO_2$$

(En el problema propuesto en Murcia 2013 se cambia el apartado a) por los apartados b) y c).

6.11. Una muestra de 1,02 g que contenía solamente carbonato de calcio y carbonato de magnesio, se calentó hasta descomposición de los carbonatos a óxidos y CO_2(g). Las reacciones que se producen son:

$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$

$MgCO_3(s) \rightarrow MgO(s) + CO_2(g)$

El residuo sólido que quedó después del calentamiento pesó 0,536 g. Calcule:

a) La composición de la muestra.

b) El volumen de CO_2 producido, medido en c.n.

(Cádiz 2003) (Baleares 2015)

a) Llamando x e y, respectivamente, a los moles de $CaCO_3$ y $MgCO_3$ en la mezcla se puede plantear la siguiente ecuación:

$$x\text{ mol } CaCO_3\cdot\frac{100{,}1\text{ g } CaCO_3}{1\text{ mol } CaCO_3} + y\text{ mol } MgCO_3\cdot\frac{84{,}3\text{ g } MgCO_3}{1\text{ mol } MgCO_3} = 1{,}02\text{ g mezcla}$$

Relacionando estas cantidades con el residuo formado:

$$x\text{ mol } CaCO_3\cdot\frac{1\text{ mol } CaO}{1\text{ mol } CaCO_3}\cdot\frac{56{,}0\text{ g } CaO}{1\text{ mol } CaO} + y\text{ mol } MgCO_3\cdot\frac{1\text{ mol } MgO}{1\text{ mol } MgCO_3}\cdot\frac{40{,}3\text{ g } MgO}{1\text{ mol } MgO} = 0{,}536\text{ g}$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones se obtiene:

$$x = 5{,}90\cdot10^{-3}\text{ mol } CaCO_3 \qquad y = 5{,}09\cdot10^{-3}\text{ mol } MgCO_3$$

Las masas correspondientes son:

$$5{,}90\cdot10^{-3}\text{ mol } CaCO_3\cdot\frac{100{,}1\text{ g } CaCO_3}{1\text{ mol } CaCO_3} = 0{,}590\text{ g } CaCO_3$$

$$5{,}09\cdot10^{-3}\text{ mol } MgCO_3\cdot\frac{84{,}3\text{ g } MgCO_3}{1\text{ mol } MgCO_3} = 0{,}429\text{ g } MgCO_3$$

Expresando el resultado en forma de porcentaje en masa:

$$\frac{0{,}590\text{ g } CaCO_3}{1{,}02\text{ g mezcla}}\cdot 100 = 57{,}8\ \%\ CaCO_3 \qquad \frac{0{,}429\text{ g } MgCO_3}{1{,}02\text{ g mezcla}}\cdot 100 = 42{,}1\ \%\ MgCO_3$$

b) Relacionando ambos carbonatos con el CO_2 que producen:

$$5{,}90\cdot10^{-3}\text{ mol } CaCO_3\cdot\frac{1\text{ mol } CO_2}{1\text{ mol } CaCO_3} + 5{,}09\cdot10^{-3}\text{ mol } MgCO_3\cdot\frac{1\text{ mol } CO_2}{1\text{ mol } MgCO_3} = 1{,}10\cdot10^{-2}\text{ mol } CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el gas es:

$$V = \frac{(1{,}10{\cdot}10^{-2}\ \text{mol}\ CO_2)\cdot(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 0{,}246\ \text{L}\ CO_2$$

6.12. El proceso Ostwald para la fabricación de HNO_3 lleva consigo la oxidación del amoniaco por aire sobre un catalizador de platino, según:

$4\ NH_3(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 6\ H_2O(g) + 4\ NO(g)$

$2\ NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ NO_2(g)$

¿Qué volumen de aire, medido a 27 °C y 1 atm, se necesita para la conversión completa por este proceso de 5,00 toneladas de NH_3 en NO_2?

(Dato. El aire contiene 21,0 % en volumen de oxígeno).

(Cádiz 2004)

La ecuación química correspondiente a la reacción global es:

$$4\ NH_3(g) + 7\ O_2(g) \rightarrow 4\ NO_2(g) + 6\ H_2O(g)$$

La cantidad de NH_3 a transformar es:

$$5{,}00\ \text{t}\ NH_3 \cdot \frac{10^6\ \text{g}\ NH_3}{1\ \text{t}\ NH_3} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ NH_3}{17{,}0\ \text{g}\ NH_3} = 2{,}94{\cdot}10^5\ \text{mol}\ NH_3$$

Relacionando NH_3 con O_2:

$$2{,}94{\cdot}10^5\ \text{mol}\ NH_3 \cdot \frac{7\ \text{mol}\ O_2}{4\ \text{mol}\ NH_3} = 5{,}15{\cdot}10^5\ \text{mol}\ O_2$$

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), en una mezcla gaseosa la composición volumétrica coincide con la composición molar. Relacionando O_2 con aire:

$$5{,}15{\cdot}10^5\ \text{mol}\ O_2 \cdot \frac{100\ \text{mol aire}}{21{,}0\ \text{mol}\ O_2} = 2{,}45{\cdot}10^6\ \text{mol aire}$$

Suponiendo comportamiento ideal, el volumen ocupado por el aire es:

$$V = \frac{(2{,}45{\cdot}10^6\ \text{mol aire})\cdot(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(27 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 6{,}03{\cdot}10^7\ \text{L aire}$$

6.13. Una muestra de hulla contiene 1,6 % en masa de azufre. Mediante la combustión, el azufre se oxida a dióxido de azufre gaseoso que contamina la atmósfera:

$S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$

Un tratamiento posterior del dióxido de azufre con cal viva, CaO, transforma el SO_2 en $CaSO_3$. Si una central térmica consume diariamente 6.600 t de hulla, calcule:

a) La masa, en kg, de SO_2 que se produce.

b) El volumen, en m^3, de SO_2 que se libera a una temperatura de 20 °C y 1 atm de presión.

c) Si el consumo diario de CaO es de 150 t ¿se puede eliminar todo el SO_2 producido? En caso contrario, ¿qué cantidad de SO_2 se libera a la atmósfera?

(Córdoba 2005)

a) La cantidad S presente en la hulla es:

$$6.600\ \text{t hulla} \cdot \frac{10^6\ \text{g hulla}}{1\ \text{t hulla}} \cdot \frac{1{,}6\ \text{g S}}{100\ \text{g hulla}} \cdot \frac{1\ \text{mol S}}{32{,}1\ \text{g S}} = 3{,}3{\cdot}10^6\ \text{mol S}$$

Relacionando S y SO_2 liberado en la combustión:

$$3{,}3{\cdot}10^6\ \text{mol S} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ SO_2}{1\ \text{mol S}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ SO_2}{1\ \text{mol S}} \cdot \frac{64{,}1\ \text{g}\ SO_2}{1\ \text{mol}\ SO_2} \cdot \frac{1\ \text{kg}\ SO_2}{10^3\ \text{g}\ SO_2} = 2{,}1{\cdot}10^5\ \text{kg}\ SO_2$$

b) Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(3{,}3{\cdot}10^6\ \text{mol}\ SO_2)\cdot(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(20 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} \cdot \frac{1\ \text{m}^3}{10^3\ \text{L}} = 7{,}9{\cdot}10^4\ \text{m}^3\ SO_2$$

c) La ecuación química correspondiente a la reacción entre SO_2 y CaO es:

$$SO_2(g) + CaO(s) \rightarrow CaSO_3(s)$$

Relacionando CaO y SO_2 se obtiene la cantidad de esta sustancia eliminada:

$$150\ \text{t CaO} \cdot \frac{10^6\ \text{g CaO}}{1\ \text{t CaO}} \cdot \frac{1\ \text{mol CaO}}{56{,}1\ \text{g CaO}} \cdot \frac{1\ \text{mol SO}_2}{1\ \text{mol CaO}} \cdot \frac{64{,}1\ \text{g SO}_2}{1\ \text{mol SO}_2} \cdot \frac{1\ \text{kg SO}_2}{10^3\ \text{g SO}_2} = 1{,}71{\cdot}10^5\ \text{kg SO}_2$$

Como esta cantidad es menor que la obtenida en el apartado a), no se elimina todo el SO_2 producido y la cantidad que se libera a la atmósfera es:

$$2{,}1{\cdot}10^5\ \text{kg SO}_2\ \text{(producido)} - 1{,}71{\cdot}10^5\ \text{kg SO}_2\ \text{(consumido)} = 4{,}0{\cdot}10^4\ \text{kg SO}_2\ \text{(liberado)}$$

6.14. La cerusita, un mineral que contiene plomo, es carbonato de plomo(II) impuro. Para analizar una muestra del mineral y determinar su contenido en $PbCO_3$ se trata la muestra primero con ácido nítrico con el fin de disolver el carbonato de plomo(II):

$$PbCO_3(s) + HNO_3(aq) \rightarrow Pb(NO_3)_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

A continuación se añade ácido sulfúrico que precipita sulfato de plomo(II):

$$Pb(NO_3)_2(aq) + H_2SO_4(aq) \rightarrow PbSO_4(s) + HNO_3(aq)$$

El sulfato de plomo(II) puro se separa y se pesa. Suponiendo que una muestra de 0,583 g de mineral produce 0,628 g de $PbSO_4$. Ajuste la estequiometría de las dos reacciones y calcule el porcentaje en masa de $PbCO_3$ en la muestra de mineral.

(Baleares 2006)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones propuestas son:

$$PbCO_3(s) + 2\ HNO_3(aq) \rightarrow Pb(NO_3)_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

$$Pb(NO_3)_2(aq) + H_2SO_4(aq) \rightarrow PbSO_4(s) + 2\ HNO_3(aq)$$

Relacionando $PbSO_4$ y mineral se obtiene la riqueza de este:

$$\frac{0{,}628\ \text{g PbSO}_4}{0{,}583\ \text{g mineral}} \cdot \frac{1\ \text{mol PbSO}_4}{303{,}2\ \text{g PbSO}_4} \cdot \frac{1\ \text{mol PbCO}_3}{1\ \text{mol PbSO}_4} \cdot \frac{267{,}2\ \text{g PbCO}_3}{1\ \text{mol PbCO}_3} \cdot 100 = 94{,}9\ \%\ \text{PbCO}_3$$

6.15. El carbonato de sodio se utiliza principalmente en la fabricación de vidrio. El Na_2CO_3 producido en los EE.UU. procede actualmente, en su mayor parte de fuentes naturales como el mineral trona, que es una mezcla que contiene Na_2CO_3 y $NaHCO_3$ y que se encuentra en lagos secos de California y en inmensos depósitos en el oeste del estado de Wyoming.

Se toma una muestra que pesa 1,0235 g y, una vez disuelta en agua, se hace reaccionar con exceso de $Ba(OH)_2$ de modo que se obtiene por precipitación 2,1028 g de $BaCO_3$ según las reacciones siguientes ajustadas:

$$Na_2CO_3 + Ba(OH)_2 \rightarrow BaCO_3 + 2\ NaOH$$

$$NaHCO_3 + Ba(OH)_2 \rightarrow BaCO_3 + NaOH + H_2O$$

a) Determine el porcentaje en masa de Na_2CO_3 en la mezcla original.

El hidrogenocarbonato de sodio se puede aislar y vender como bicarbonato de sodio o convertirlo en carbonato de sodio por calentamiento según la reacción siguiente:

$$2\ NaHCO_3(s) \rightarrow Na_2CO_3(s) + H_2O(g) + CO_2(g)$$

b) ¿Qué volumen de $CO_2(g)$ medido en condiciones normales se produciría en la descomposición térmica total de 100 g de $NaHCO_3(s)$ puro?

(Sevilla 2006)

a) Llamando x e y a las masas de Na_2CO_3 y $NaHCO_3$ contenidas en el mineral y relacionando estas cantidades con el $BaCO_3$ precipitado:

$$x\ \text{g Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{1\ \text{mol Na}_2\text{CO}_3}{106{,}0\ \text{g Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{1\ \text{mol BaCO}_3}{1\ \text{mol Na}_2\text{CO}_3} = \frac{x}{106{,}0}\ \text{mol BaCO}_3$$

$$y\ \text{g}\ \text{NaHCO}_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ \text{NaHCO}_3}{84{,}0\ \text{g}\ \text{NaHCO}_3} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ \text{BaCO}_3}{1\ \text{mol}\ \text{NaHCO}_3} = \frac{y}{84{,}0}\ \text{mol}\ \text{BaCO}_3$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$\left.\begin{array}{r} \left(\dfrac{x}{106{,}0} + \dfrac{y}{84{,}0}\right)\ \text{mol}\ \text{BaCO}_3 = 2{,}1028\ \text{g}\ \text{BaCO}_3 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ \text{BaCO}_3}{197{,}3\ \text{g}\ \text{Na}_2\text{CO}_3} \\ x\ \text{g}\ \text{Na}_2\text{CO}_3 + y\ \text{g}\ \text{NaHCO}_3 = 1{,}0235\ \text{g mineral} \end{array}\right\}$$

Se obtiene:

$$x = 0{,}618\ \text{g}\ \text{Na}_2\text{CO}_3 \qquad y = 0{,}406\ \text{g}\ \text{NaHCO}_3$$

El porcentaje de Na_2CO_3 en el mineral es:

$$\frac{0{,}618\ \text{g}\ \text{Na}_2\text{CO}_3}{1{,}0235\ \text{g mineral}} \cdot 100 = 60{,}4\ \%\ \text{Na}_2\text{CO}_3$$

b) Relacionando NaHCO_3 con CO_2:

$$100\ \text{g}\ \text{NaHCO}_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ \text{NaHCO}_3}{84{,}0\ \text{g}\ \text{NaHCO}_3} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ \text{CO}_2}{1\ \text{mol}\ \text{NaHCO}_3} = 1{,}19\ \text{mol}\ \text{CO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(1{,}19\ \text{mol}\ \text{CO}_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 26{,}7\ \text{L}\ \text{CO}_2$$

6.16. Una muestra de 1.800 g de piedra caliza, CaCO_3, se somete a calentamiento de modo que parcialmente se transforma en óxido de calcio, CaO, según la reacción:

$$\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$$

Se obtiene así un residuo de 1.000 g, compuesto por CaCO_3 y CaO, que tratado con disolución 12,0 M de HCl consume 2,50 L según las reacciones:

$$\text{CaCO}_3(\text{s}) + 2\ \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$

$$\text{CaO}(\text{s}) + 2\ \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$

Calcule:

a) El porcentaje de CaCO_3 en la piedra caliza.

b) El volumen de CO_2 que se produce en el proceso medido a 80 °C y 1,50 atm.

(Murcia 2006)

a) La cantidad de HCl consumido en ambas reacciones es:

$$2{,}50\ \text{L HCl 12,0 M} \cdot \frac{12{,}0\ \text{mol HCl}}{1\ \text{L HCl 12,0 M}} = 30{,}0\ \text{mol HCl}$$

Llamando x e y a las masas de CaCO_3 y CaO contenidas en la mezcla y relacionando estas cantidades con el HCl consumido:

$$x\ \text{g}\ \text{CaCO}_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ \text{CaCO}_3}{100{,}1\ \text{g}\ \text{CaCO}_3} \cdot \frac{2\ \text{mol HCl}}{1\ \text{mol}\ \text{CaCO}_3} + y\ \text{g CaO} \cdot \frac{1\ \text{mol CaO}}{56{,}1\ \text{g CaO}} \cdot \frac{2\ \text{mol HCl}}{1\ \text{mol CaO}} = 30{,}0\ \text{mol HCl}$$

Relacionando las masas de CaCO_3 y CaO con la mezcla:

$$x\ \text{g}\ \text{CaCO}_3 + y\ \text{g CaO} = 1.000\ \text{g mezcla}$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones se obtiene:

$$x = 364\ \text{g}\ \text{CaCO}_3 \qquad y = 636\ \text{g CaO}$$

El porcentaje de CaCO_3 muestra de caliza es:

$$\frac{364\ \text{g}\ \text{CaCO}_3}{1.800\ \text{g caliza}} \cdot 100 = 20{,}2\ \%\ \text{CaCO}_3$$

b) El CO_2 se produce solo a partir del $CaCO_3$ contenido en la caliza:

$$364\ \text{g}\ CaCO_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CaCO_3}{100{,}1\ \text{g}\ CaCO_3} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CaCO_3} = 3{,}64\ \text{mol}\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(3{,}64\ \text{mol}\ CO_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (80 + 273{,}15)\ \text{K}}{1{,}50\ \text{atm}} = 70{,}2\ \text{L}\ CO_2$$

6.17. El carbonato de sodio es un compuesto imprescindible como materia prima en la fabricación de numerosos productos, entre los que destacan, por ejemplo, los detergentes. A escala industrial, se obtiene a través del clásico proceso Solvay, desarrollado por el industrial belga Ernest Solvay hacia 1863, que desplazó a los procesos utilizados previamente por las importantes ventajas que presentaba: menor consumo energético, menor requisito de mano de obra y menos emisiones.
Las materias primas en el método Solvay son sal de roca (cloruro de sodio) y piedra caliza (carbonato de calcio). Sin embargo, la síntesis no se produce por reacción directa entre ambas materias primas, sino que se produce en varias etapas. La primera etapa se lleva a cabo en un horno, a unos 1.000 °C de temperatura, y consiste en la descomposición térmica del carbonato de calcio, produciendo dióxido de carbono.
En la segunda etapa, se hace pasar dióxido de carbono a través de una disolución de amoniaco en agua, y se forma un hidrogenocarbonato. Este se hace reaccionar en la tercera etapa con una disolución saturada de cloruro de sodio (salmuera), para formar hidrogenocarbonato de sodio.
La cuarta etapa consiste en la descomposición térmica del hidrogenocarbonato de sodio, que da lugar al producto deseado y un gas que se emplea en una de las etapas anteriores del proceso. La quinta etapa consiste en hacer reaccionar entre sí todos los productos secundarios obtenidos en las diferentes etapas, para producir cloruro de calcio sólido como único producto residual y reactivos empleados en las etapas anteriores.
Si se desean obtener 4,50 t al día de carbonato de sodio mediante el método Solvay:
a) Escriba y ajuste las reacciones involucradas en las distintas etapas del proceso.
b) Determine las toneladas diarias de piedra caliza y de sal de roca que se necesitan, si la piedra caliza contiene un 85,0 % de carbonato de calcio y la sal de roca un 95,0 % de cloruro de sodio.
c) Determine el volumen de dióxido de carbono, medido en condiciones normales, que se genera en la primera etapa.
d) Si la solubilidad del cloruro de sodio en agua a 100 °C es de 39,12 g por cada 100 mL de agua, determine la cantidad de agua diaria a esa temperatura que se requiere para preparar la salmuera.

(País Vasco 2006) (País Vasco 2017)

a) Las ecuaciones químicas de las cinco etapas del proceso, debidamente ajustadas con el fin de obtener la reacción global del método Solvay son:

- Primera etapa:

$$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

- Segunda etapa:

$$CO_2(g) + NH_3(g) + H_2O(l) \rightarrow NH_4HCO_3(aq)$$

- Tercera etapa:

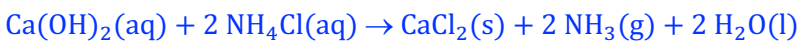
$$NH_4HCO_3(aq) + NaCl(aq) \rightarrow NaHCO_3(aq) + NH_4Cl(aq)$$

- Cuarta etapa:

$$2\ NaHCO_3(s) \rightarrow Na_2CO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(g)$$

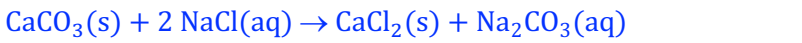
- Quinta etapa:

$$CaO(s) + H_2O(l) \rightarrow Ca(OH)_2(aq)$$



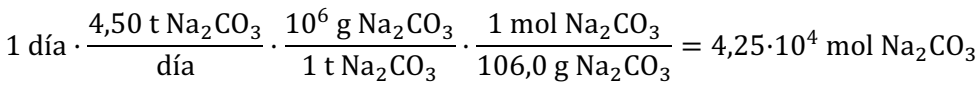
$$Ca(OH)_2(aq) + 2\ NH_4Cl(aq) \rightarrow CaCl_2(s) + 2\ NH_3(g) + 2\ H_2O(l)$$

Sumando las ecuaciones correspondientes a las cuatro primeras etapas se obtiene que la ecuación química de la reacción global es:



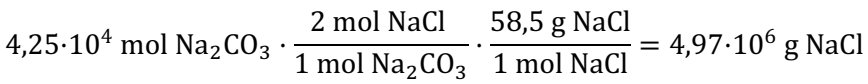
$$CaCO_3(s) + 2\ NaCl(aq) \rightarrow CaCl_2(s) + Na_2CO_3(aq)$$

b) La cantidad diaria de Na_2CO_3 a obtener es:



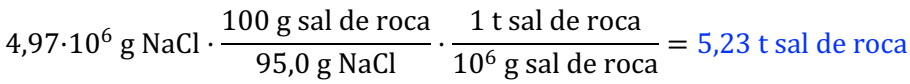
$$1\ \text{día} \cdot \frac{4{,}50\ \text{t}\ Na_2CO_3}{\text{día}} \cdot \frac{10^6\ \text{g}\ Na_2CO_3}{1\ \text{t}\ Na_2CO_3} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Na_2CO_3}{106{,}0\ \text{g}\ Na_2CO_3} = 4{,}25 \cdot 10^4\ \text{mol}\ Na_2CO_3$$

Relacionando Na_2CO_3 con NaCl:



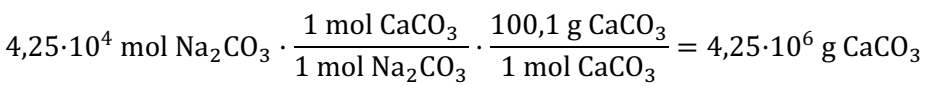
$$4{,}25 \cdot 10^4\ \text{mol}\ Na_2CO_3 \cdot \frac{2\ \text{mol NaCl}}{1\ \text{mol}\ Na_2CO_3} \cdot \frac{58{,}5\ \text{g NaCl}}{1\ \text{mol NaCl}} = 4{,}97 \cdot 10^6\ \text{g NaCl}$$

Como se trata de sal de roca con 95,0 % de NaCl:



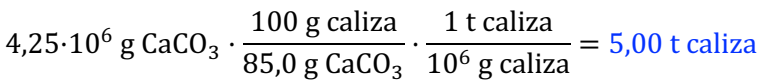
$$4{,}97 \cdot 10^6\ \text{g NaCl} \cdot \frac{100\ \text{g sal de roca}}{95{,}0\ \text{g NaCl}} \cdot \frac{1\ \text{t sal de roca}}{10^6\ \text{g sal de roca}} = 5{,}23\ \text{t sal de roca}$$

Relacionando Na_2CO_3 con $CaCO_3$:



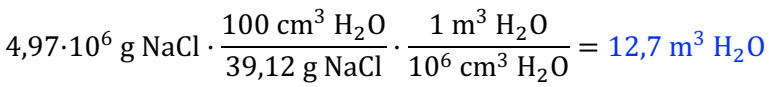
$$4{,}25 \cdot 10^4\ \text{mol}\ Na_2CO_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CaCO_3}{1\ \text{mol}\ Na_2CO_3} \cdot \frac{100{,}1\ \text{g}\ CaCO_3}{1\ \text{mol}\ CaCO_3} = 4{,}25 \cdot 10^6\ \text{g}\ CaCO_3$$

Como se trata de caliza con 85,0 % de $CaCO_3$:



$$4{,}25 \cdot 10^6\ \text{g}\ CaCO_3 \cdot \frac{100\ \text{g caliza}}{85{,}0\ \text{g}\ CaCO_3} \cdot \frac{1\ \text{t caliza}}{10^6\ \text{g caliza}} = 5{,}00\ \text{t caliza}$$

d) Relacionando la cantidad diaria de NaCl con el agua necesaria:



$$4{,}97 \cdot 10^6\ \text{g NaCl} \cdot \frac{100\ \text{cm}^3\ H_2O}{39{,}12\ \text{g NaCl}} \cdot \frac{1\ \text{m}^3\ H_2O}{10^6\ \text{cm}^3\ H_2O} = 12{,}7\ \text{m}^3\ H_2O$$

(Los apartados de este problema forman parte del problema propuesto en O.N.Q. de Burgos 1998).

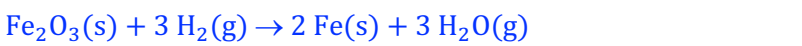
6.18. El óxido de cobre(II) y el óxido de hierro(III) pueden reducirse con hidrógeno gaseoso y formar el metal y agua.
a) Formule y ajuste cada una de las reacciones de reducción.
b) Se hacen reaccionar con hidrógeno gaseoso 27,1 g de una mezcla de los óxidos anteriores y se obtienen 7,70 g de agua. ¿Cuál es la composición centesimal de la mezcla?

(Baleares 2007)

a) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones propuestas son:

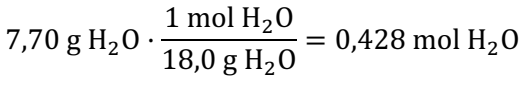


$$CuO(s) + H_2(g) \rightarrow Cu(s) + H_2O(g)$$



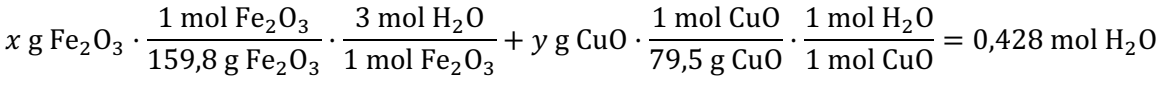
$$Fe_2O_3(s) + 3\ H_2(g) \rightarrow 2\ Fe(s) + 3\ H_2O(g)$$

b) La cantidad de H_2O que se obtiene en ambas reacciones es:



$$7{,}70\ \text{g}\ H_2O \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} = 0{,}428\ \text{mol}\ H_2O$$

Llamando x e y a las masas de Fe_2O_3 y CuO contenidas en la mezcla y relacionando estas cantidades con el H_2O producida:



$$x\ \text{g}\ Fe_2O_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Fe_2O_3}{159{,}8\ \text{g}\ Fe_2O_3} \cdot \frac{3\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ Fe_2O_3} + y\ \text{g CuO} \cdot \frac{1\ \text{mol CuO}}{79{,}5\ \text{g CuO}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol CuO}} = 0{,}428\ \text{mol}\ H_2O$$

Relacionando las masas de Fe_2O_3 y CuO con la mezcla:

$$x \text{ g } Fe_2O_3 + y \text{ g CuO} = 27{,}1 \text{ g mezcla}$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones se obtiene:

$$x = 14{,}0 \text{ g } Fe_2O_3 \qquad y = 13{,}1 \text{ g CuO}$$

Expresando el resultando en forma de porcentaje en masa:

$$\frac{14{,}0 \text{ g } Fe_2O_3}{27{,}1 \text{ g mezcla}} \cdot 100 = 51{,}7 \text{ \% } Fe_2O_3 \qquad \frac{13{,}1 \text{ g CuO}}{27{,}1 \text{ g mezcla}} \cdot 100 = 48{,}3 \text{ \% CuO}$$

6.19. Una muestra de 2,50 g de una mezcla de cloruro de amonio y un cloruro alcalino se divide en dos partes iguales. Una de ellas se trata con nitrato de plata 0,100 M y el cloruro de plata formado se lava, seca y pesa 3,28 g. La otra parte se trata con una disolución de hidróxido de sodio al 30 % (*m*/*V*) y, como consecuencia, se desprenden 236 mL de amoniaco, medidos a 25 °C y 734 mmHg. Calcule:
a) La composición de la mezcla.
b) ¿De qué cloruro alcalino se trata?

(Murcia 2008)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NH_4Cl y NaOH es:

$$NH_4Cl(s) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + NH_3(g) + H_2O(l)$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas obtenido es:

$$n = \frac{734 \text{ mmHg} \cdot (236 \text{ mL } NH_3)}{(0{,}08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} = 9{,}40 \cdot 10^{-3} \text{ mol } NH_3$$

Relacionando NH_3 con la mezcla de cloruros:

$$\frac{9{,}40 \cdot 10^{-3} \text{ mol } NH_3}{1{,}25 \text{ g mezcla}} \cdot \frac{1 \text{ mol } NH_4Cl}{1 \text{ mol } NH_3} \cdot \frac{53{,}5 \text{ g } NH_4Cl}{1 \text{ mol } NH_4Cl} \cdot 100 = 40{,}2 \text{ \% } NH_4Cl$$

El resto de la mezcla, (100 – 40,2) % = 50,8 % es cloruro alcalino.

b) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones entre los cloruros componentes de la mezcla y el $AgNO_3$ son:

- NH_4Cl:

$$NH_4Cl(aq) + AgNO_3(aq) \rightarrow AgCl(s) + NH_4NO_3(aq)$$

- Cloruro alcalino, XCl:

$$XCl(aq) + AgNO_3(aq) \rightarrow AgCl(s) + XNO_3(aq)$$

Relacionando ambos cloruros con el AgCl:

$$9{,}40 \cdot 10^{-3} \text{ mol } NH_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } NH_4Cl}{1 \text{ mol } NH_3} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol } NH_4Cl} = 9{,}40 \cdot 10^{-3} \text{ mol AgCl}$$

$$1{,}25 \text{ g muestra} \cdot \frac{59{,}8 \text{ g XCl}}{100 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol XCl}}{M \text{ g XCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol XCl}} = \frac{0{,}751}{M} \text{ mol AgCl}$$

Se puede escribir la siguiente ecuación que permite determinar la masa molar del cloruro alcalino e identificarlo:

$$\left(9{,}40 \cdot 10^{-3} + \frac{0{,}751}{M}\right) \text{ mol AgCl} \cdot \frac{143{,}4 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 3{,}28 \text{ g AgCl}$$

Se obtiene, $M = 55{,}8 \text{ g mol}^{-1}$. El valor de masa molar del cloruro alcalino que más se aproxima a la obtenida es 58,5 g mol^{-1} que corresponde al NaCl.

6.20. En un recipiente cerrado y vacío de 20 L se introducen 0,30 g de etano; 2,9 g de butano y 16 g de oxígeno. Se produce la combustión a 225 °C. Calcule:
a) El volumen de aire, en c. n., que sería necesario para tener los 16 g de oxígeno.
b) La presión total y las presiones parciales en la mezcla gaseosa final.
(Dato. Composición volumétrica del aire: 20 % O_2, 80 % N_2).

(Cádiz 2008)

a) Teniendo en cuenta que acuerdo con la ley de Avogadro (1811), la composición volumétrica de una mezcla de gases proporciona la composición molar, relacionando O_2 con aire:

$$16\ \text{g}\ O_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32{,}0\ \text{g}\ O_2} \cdot \frac{100\ \text{mol aire}}{20\ \text{mol}\ O_2} = 2{,}5\ \text{mol aire}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(2{,}5\ \text{mol aire}) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 56\ \text{L aire}$$

b) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las combustiones de los dos hidrocarburos son, respectivamente:

$$2\ C_2H_6(g) + 7\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 6\ H_2O(g)$$

$$2\ C_4H_{10}(g) + 13\ O_2(g) \rightarrow 8\ CO_2(g) + 10\ H_2O(g)$$

Relacionando los hidrocarburos con O_2 se obtiene la masa de este que reacciona:

$$\left.\begin{array}{l} 0{,}30\ \text{g}\ C_2H_6 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ C_2H_6}{30{,}0\ \text{g}\ C_2H_6} \cdot \dfrac{7\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol}\ C_2H_6} \cdot \dfrac{32\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} = 1{,}1\ \text{g}\ O_2 \\ 2{,}9\ \text{g}\ C_4H_{10} \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ C_4H_{10}}{58{,}0\ \text{g}\ C_4H_{10}} \cdot \dfrac{13\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol}\ C_4H_{10}} \cdot \dfrac{32\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} = 10\ \text{g}\ O_2 \end{array}\right\} \rightarrow\ m_{\text{reaccionado}} = 11\ \text{g}\ O_2$$

La cantidad de O_2 que queda sin reaccionar es:

$$16\ \text{g}\ O_2\ (\text{inicial}) - 11\ \text{g}\ O_2\ (\text{reaccionado}) = 5{,}0\ \text{g}\ O_2\ (\text{exceso})$$

$$5{,}0\ \text{g}\ O_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32\ \text{g}\ O_2} = 0{,}16\ \text{mol}\ O_2\ (\text{exceso})$$

Relacionando los hidrocarburos con los productos se obtienen los moles de CO_2 y H_2O formados:

$$\left.\begin{array}{l} 0{,}30\ \text{g}\ C_2H_6 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ C_2H_6}{30{,}0\ \text{g}\ C_2H_6} \cdot \dfrac{2\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_2H_6} = 0{,}020\ \text{mol}\ CO_2 \\ 2{,}9\ \text{g}\ C_4H_{10} \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ C_4H_{10}}{58{,}0\ \text{g}\ C_4H_{10}} \cdot \dfrac{4\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_4H_{10}} = 0{,}20\ \text{mol}\ CO_2 \end{array}\right\} \rightarrow\ n_t = 0{,}22\ \text{mol}\ CO_2$$

$$\left.\begin{array}{l} 0{,}30\ \text{g}\ C_2H_6 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ C_2H_6}{30{,}0\ \text{g}\ C_2H_6} \cdot \dfrac{3\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ C_2H_6} = 0{,}030\ \text{mol}\ H_2O \\ 2{,}9\ \text{g}\ C_4H_{10} \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ C_4H_{10}}{58{,}0\ \text{g}\ C_4H_{10}} \cdot \dfrac{5\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ C_4H_{10}} = 0{,}25\ \text{mol}\ H_2O \end{array}\right\} \rightarrow\ n_t = 0{,}28\ \text{mol}\ H_2O$$

Considerando comportamiento ideal, las presiones parciales de los gases que forman la mezcla final son:

$$p_{O_2} = \frac{0{,}16\ \text{mol} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (225 + 273{,}15)\ \text{K}}{20\ \text{L}} = 0{,}33\ \text{atm}$$

$$p_{CO_2} = \frac{0{,}22\ \text{mol} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (225 + 273{,}15)\ \text{K}}{20\ \text{L}} = 0{,}45\ \text{atm}$$

$$p_{H_2O} = \frac{0{,}28\ \text{mol} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (225 + 273{,}15)\ \text{K}}{20\ \text{L}} = 0{,}58\ \text{atm}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión total de la mezcla es:

$$p_t = (0{,}33 + 0{,}45 + 0{,}58)\ \text{atm} = 1{,}4\ \text{atm}$$

6.21. Se dispone de una aleación ligera formada por magnesio y zinc. Si se toma una muestra de ella de 1,00 g y se quema totalmente en atmósfera de oxígeno obtiéndose 1,41 g de la mezcla de óxidos. Determine cuál es la composición porcentual de la aleación original.

(Castilla y León 2008)

Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de formación de los óxidos metálicos son:

$$2\ Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2\ MgO(s)$$

$$2\ Zn(s) + O_2(g) \rightarrow 2\ ZnO(s)$$

Llamando x e y, respectivamente, a los gramos de Mg y Zn en la aleación y relacionando estas cantidades con los óxidos formados:

$$x\ \text{g Mg} \cdot \frac{1\ \text{mol Mg}}{24{,}3\ \text{g Mg}} \cdot \frac{2\ \text{mol MgO}}{2\ \text{mol Mg}} \cdot \frac{40{,}3\ \text{g MgO}}{1\ \text{mol MgO}} = 1{,}66\ x\ \text{g MgO}$$

$$y\ \text{g Zn} \cdot \frac{1\ \text{mol Zn}}{65{,}4\ \text{g Zn}} \cdot \frac{2\ \text{mol ZnO}}{2\ \text{mol Zn}} \cdot \frac{81{,}4\ \text{g ZnO}}{1\ \text{mol ZnO}} = 1{,}24\ y\ \text{g ZnO}$$

Se puede plantear el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\left.\begin{array}{r} x\ \text{g Mg} + y\ \text{g Zn} = 1{,}00\ \text{g aleación} \\ 1{,}66\ x\ \text{g MgO} + 1{,}24\ y\ \text{g ZnO} = 1{,}41\ \text{g óxidos} \end{array}\right\} \rightarrow \begin{cases} x = 0{,}405\ \text{g Mg} \\ y = 0{,}595\ \text{g Zn} \end{cases}$$

Expresando el resultado en forma de porcentaje en masa:

$$\frac{0{,}405\ \text{g Mg}}{1{,}00\ \text{g aleación}} \cdot 100 = 40{,}5\ \%\ \text{Mg} \qquad \frac{0{,}595\ \text{g Zn}}{1{,}00\ \text{g aleación}} \cdot 100 = 59{,}5\ \%\ \text{Zn}$$

6.22. A partir del sulfuro de calcio se obtiene sulfuro de hidrógeno según la reacción:

$$\mathbf{CaS + H_2O + CO_2 \rightarrow H_2S + CaCO_3}$$

El sulfuro de hidrógeno obtenido se oxida para obtener azufre según la reacción:

$$\mathbf{H_2S + O_2 \rightarrow H_2O + S}$$

a) ¿Qué cantidad de azufre puede obtenerse a partir de 500 kg de una muestra que contiene un 80,0 % de CaS?

b) ¿Qué volumen de aire, medido en c. n., es necesario utilizar para oxidar el sulfuro de hidrógeno procedente de la primera reacción? (Composición del aire: 20,0 % de oxígeno).

(Cádiz 2008)

a) Relacionando la muestra con CaS y con S:

$$500\ \text{kg muestra} \cdot \frac{10^3\ \text{g muestra}}{1\ \text{kg muestra}} \cdot \frac{80{,}0\ \text{g CaS}}{100\ \text{g muestra}} \cdot \frac{1\ \text{mol CaS}}{72{,}2\ \text{g CaS}} \cdot \frac{1\ \text{mol S}}{1\ \text{mol CaS}} \cdot \frac{32{,}1\ \text{g S}}{1\ \text{mol S}} = 1{,}78{\cdot}10^5\ \text{g S}$$

b) Relacionando la muestra con H_2S:

$$500\ \text{kg muestra} \cdot \frac{10^3\ \text{g muestra}}{1\ \text{kg muestra}} \cdot \frac{80{,}0\ \text{g CaS}}{100\ \text{g muestra}} \cdot \frac{1\ \text{mol CaS}}{72{,}2\ \text{g CaS}} \cdot \frac{1\ \text{mol } H_2S}{1\ \text{mol CaS}} = 5{,}56{\cdot}10^3\ \text{mol } H_2S$$

Relacionando H_2S con O_2 y aire:

$$5{,}56{\cdot}10^3\ \text{mol } H_2S \cdot \frac{1\ \text{mol } O_2}{1\ \text{mol } H_2S} = 5{,}56{\cdot}10^3\ \text{mol } O_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(5{,}56{\cdot}10^3 \text{ mol } O_2) \cdot (0{,}08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273{,}15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} \cdot \frac{100 \text{ L aire}}{20{,}0 \text{ L } O_2} = 6{,}23{\cdot}10^5 \text{ L aire}$$

6.23. Se sospecha que una mezcla de $Ca(HCO_3)_2$ y $CaCO_3$ contiene CaO. Para salir de la duda se toma una muestra de 80,0 g y se calienta hasta descomposición de las sales, en sus respectivos óxidos. Si se recogen 3,0 g de H_2O y 25,0 g de CO_2, ¿cuál es la composición de la mezcla?

(Murcia 2009)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones de descomposición térmica del $Ca(HCO_3)_2$ y $CaCO_3$ son:

$$Ca(HCO_3)_2(s) \rightarrow CaCO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(g)$$

$$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

El H_2O formada procede solo de la descomposición del $Ca(HCO_3)_2$ lo que proporciona la cantidad de esta sustancia en la muestra original:

$$\frac{3{,}0 \text{ g } H_2O}{80{,}0 \text{ g mezcla}} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18{,}0 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{1 \text{ mol } Ca(HCO_3)_2}{1 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{162{,}1 \text{ g } Ca(HCO_3)_2}{1 \text{ mol } Ca(HCO_3)_2} \cdot 100 = 34 \text{ \% } Ca(HCO_3)_2$$

El CO_2 formado procede de la descomposición de ambas sales:

- El CO_2 procedente del $Ca(HCO_3)_2$ es:

$$80{,}0 \text{ g mezcla} \cdot \frac{34 \text{ g } Ca(HCO_3)_2}{100 \text{ g mezcla}} \cdot \frac{1 \text{ mol } Ca(HCO_3)_2}{162{,}1 \text{ g } Ca(HCO_3)_2} \cdot \frac{2 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } Ca(HCO_3)_2} \cdot \frac{44{,}0 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 15 \text{ g } CO_2$$

- El resto del CO_2 deberá proceder de la descomposición del $CaCO_3$:

$$\frac{(25{,}0 - 15) \text{ g } CO_2}{80{,}0 \text{ g mezcla}} \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44{,}0 \text{ g } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } CaCO_3}{1 \text{ mol } CO_2} \cdot \frac{100{,}1 \text{ g } CaCO_3}{1 \text{ mol } CaCO_3} \cdot 100 = 29 \text{ \% } CaCO_3$$

Como se comprueba, la muestra sí contiene CaO:

$$100 \text{ \% mezcla} - [34 \text{ \% } Ca(HCO_3)_2 + 29 \text{ \% } CaCO_3] = 37 \text{ \% CaO}$$

6.24. Una aleación es un producto homogéneo, de propiedades metálicas, compuesto de dos o más elementos, uno de los cuales, al menos, debe ser un metal. Algunas de las aleaciones más conocidas son: bronce (estaño + cobre), acero (hierro + carbono + otros metales), latón (cobre + zinc).
Al tratar 2,5 g de una aleación de aluminio y zinc con ácido sulfúrico se desprenden 1,58 L de H_2, medidos en c.n. de presión y temperatura. Calcule la composición de la aleación.

(Galicia 2009)

Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de Zn y Al con H_2SO_4 son:

$$Zn(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow ZnSO_4(aq) + H_2(g)$$

$$2\ Al(s) + 3\ H_2SO_4(aq) \rightarrow 2\ Al_2(SO_4)_3(aq) + 3\ H_2(g)$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas obtenido es:

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 1{,}58 \text{ L}}{(0{,}08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273{,}15 \text{ K}} = 0{,}0705 \text{ mol } H_2$$

Llamando x e y, respectivamente, a los gramos de Zn y Al en la aleación y relacionando estas cantidades con el H_2 formado se puede escribir la siguiente ecuación:

$$x \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65{,}4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{1 \text{ mol Zn}} + y \text{ g Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{27{,}0 \text{ g Al}} \cdot \frac{3 \text{ mol } H_2}{2 \text{ mol Al}} = 0{,}0705 \text{ mol } H_2$$

Se puede plantear el siguiente sistema de ecuaciones:

x g Zn + y g Al = 2,5 g aleación

(0,0153 x + 0,0556 y) mol H_2 = 0,0705 mol H_2

Resolviendo el sistema se obtiene:

x = 1,7 g Zn y = 0,80 g Al

Expresando el resultado en forma de porcentaje en masa:

$$\frac{1{,}7\text{ g Zn}}{2{,}5\text{ g aleación}} \cdot 100 = 68\ \%\text{ Zn} \qquad \frac{0{,}80\text{ g Al}}{2{,}5\text{ g aleación}} \cdot 100 = 32\ \%\text{ Al}$$

(Problema similar al propuesto en Asturias 1998).

6.25. La termogravimetría es un método analítico basado en el estudio de la pérdida de masa que sufre una muestra sólida sometida a un proceso de calefacción.
Una mezcla sólida de oxalato de calcio y oxalato de magnesio de X g se calentó hasta 900 °C.
A 400 °C se producen dos reacciones de descomposición:

$$MgC_2O_4(s) \rightarrow MgO(s) + CO(g) + CO_2(g)$$

$$CaC_2O_4(s) \rightarrow CaCO_3(s) + CO(g)$$

A 700 °C se observa una tercera descomposición:

$$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

A 500 °C la masa de la muestra era de 3,06 g y a 900 °C era de 2,03 g. Calcule la masa de oxalato de calcio y oxalato de magnesio en la muestra original.

(Valencia 2009)

Llamando x e y, respectivamente, a las masas de MgC_2O_4 y CaC_2O_4 contenidas en la muestra inicial.

▪ La descomposición del MgC_2O_4 después de los 400 °C produce una masa de MgO:

$$x\text{ g } MgC_2O_4 \cdot \frac{1\text{ mol } MgC_2O_4}{112{,}3\text{ g } MgC_2O_4} \cdot \frac{1\text{ mol MgO}}{1\text{ mol } MgC_2O_4} \cdot \frac{40{,}3\text{ g MgO}}{1\text{ mol MgO}} = 0{,}359\ x\text{ g MgO}$$

▪ La descomposición del CaC_2O_4 después de los 400 °C produce una masa de $CaCO_3$:

$$y\text{ g } CaC_2O_4 \cdot \frac{1\text{ mol } CaC_2O_4}{128{,}0\text{ g } CaC_2O_4} \cdot \frac{1\text{ mol } CaCO_3}{1\text{ mol } CaC_2O_4} \cdot \frac{100{,}1\text{ g } CaCO_3}{1\text{ mol } CaCO_3} = 0{,}781\ y\text{ g } CaCO_3$$

▪ La descomposición del $CaCO_3$ después de los 700 °C produce una masa de CaO:

$$0{,}781\ y\text{ g } CaCO_3 \cdot \frac{1\text{ mol } CaCO_3}{100{,}1\text{ g } CaCO_3} \cdot \frac{1\text{ mol CaO}}{1\text{ mol } CaCO_3} \cdot \frac{56{,}1\text{ g CaO}}{1\text{ mol CaO}} = 0{,}437\ y\text{ g CaO}$$

El residuo después de 400 °C es MgO y $CaCO_3$:

0,359 x + 0,781 y = 3,06

El residuo después de 700 °C es MgO y CaO:

0,359 x + 0,437 y = 2,03

Resolviendo el sistema formado por ambas ecuaciones se obtiene:

x = 2,01 g MgC_2O_4 y = 2,99 g CaC_2O_4

6.26. El Envisat (Environmental Satellite) es un satélite de observación terrestre construido por la Agencia Espacial Europea (ESA). Fue lanzado el 1 de marzo de 2002 en un cohete Ariane 5. El módulo de propulsión de estos cohetes consta de 4 tanques con una capacidad para combustible de 300 kg de hidracina, N_2H_4. Su descomposición catalítica es según:

$$3\ N_2H_4 \rightarrow 4\ NH_3 + N_2$$

Alrededor de 2/5 partes de ese amoniaco producido se descompone mediante la reacción química:

$$2\ NH_3 \rightarrow N_2 + 3\ H_2$$

Los tres gases, NH_3, H_2 y N_2, son expulsados para producir el empuje. Calcule la masa de estos gases expulsados al espacio por cada kg de N_2H_4 consumida.

(Murcia 2010) (Cádiz 2019)

El número de moles contenidos en 1,00 kg de N_2H_4 es:

$$1{,}00\ \text{kg}\ N_2H_4 \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ N_2H_4}{1\ \text{kg}\ N_2H_4} \cdot \frac{32{,}0\ \text{g}\ N_2H_4}{1\ \text{mol}\ N_2H_4} = 31{,}3\ \text{mol}\ N_2H_4$$

Relacionando N_2H_4 con los gases expulsados en la primera reacción:

$$31{,}3\ \text{mol}\ N_2H_4 \cdot \frac{4\ \text{mol}\ NH_3}{3\ \text{mol}\ N_2H_4} = 41{,}7\ \text{mol}\ NH_3$$

$$31{,}3\ \text{mol}\ N_2H_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ N_2}{3\ \text{mol}\ N_2H_4} = 10{,}4\ \text{mol}\ N_2$$

Las cantidades de NH_3 que se descompone y que queda sin reaccionar son, respectivamente:

$$41{,}7\ \text{mol}\ NH_3\ \text{(total)} \cdot \frac{2\ \text{mol}\ NH_3\ \text{(descompuesto)}}{5\ \text{mol}\ NH_3\ \text{(total)}} = 16{,}7\ \text{mol}\ NH_3\ \text{(descompuesto)}$$

$$41{,}7\ \text{mol}\ NH_3\ \text{(total)} - 16{,}7\ \text{mol}\ NH_3\ \text{(descompuesto)} = 25{,}0\ \text{mol}\ NH_3\ \text{(sobrante)}$$

Relacionando NH_3 descompuesto con los gases expulsados en la segunda reacción:

$$16{,}7\ \text{mol}\ NH_3 \cdot \frac{3\ \text{mol}\ H_2}{2\ \text{mol}\ NH_3} = 25{,}1\ \text{mol}\ H_2$$

$$16{,}7\ \text{mol}\ NH_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ N_2}{2\ \text{mol}\ NH_3} = 8{,}35\ \text{mol}\ N_2$$

La cantidad total de NH_3 expulsado es:

$$10{,}4\ \text{mol}\ N_2\ (1^{\text{ª}}\ \text{reacción}) + 8{,}35\ \text{mol}\ N_2\ (2^{\text{ª}}\ \text{reacción}) = 18{,}8\ \text{mol}\ N_2\ \text{(total)}$$

Las masas de gas correspondientes a las cantidades de los gases expulsados son:

$$25{,}0\ \text{mol}\ NH_3 \cdot \frac{17{,}0\ \text{g}\ NH_3}{1\ \text{mol}\ NH_3} = 425\ \text{g}\ NH_3$$

$$25{,}1\ \text{mol}\ H_2 \cdot \frac{2{,}0\ \text{g}\ H_2}{1\ \text{mol}\ H_2} = 50\ \text{g}\ H_2$$

$$18{,}8\ \text{mol}\ N_2 \cdot \frac{28{,}0\ \text{g}\ N_2}{1\ \text{mol}\ N_2} = 526\ \text{g}\ N_2$$

6.27. En una perforación del subsuelo, se descubre una gran bolsa de gas que resulta estar formada por metano y propano. Se recoge una muestra de 7,41 g de mezcla gaseosa que se quema y produce 12,60 g de agua. Calcule la composición inicial de la mezcla expresada como porcentaje en masa.

(Baleares 2010)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones de combustión de los hidrocarburos metano, CH_4, y propano, C_3H_8, son:

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

$$C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l)$$

Llamando x e y, respectivamente, a las masas de CH_4 y C_3H_8 contenidas en la mezcla inicial, se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$x\ \text{g}\ CH_4 + y\ \text{g}\ C_3H_8 = 7{,}41\ \text{g mezcla}$$

$$x\ \text{g}\ CH_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_4}{16{,}0\ \text{g}\ CH_4} \cdot \frac{2\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ CH_4} + y\ \text{g}\ C_3H_8 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_3H_8}{44{,}0\ \text{g}\ C_3H_8} \cdot \frac{4\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ C_3H_8} = 12{,}60\ \text{g}\ H_2O \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones se obtiene:

$$x = 0{,}770\ \text{g}\ CH_4 \qquad\qquad y = 6{,}64\ \text{g}\ C_3H_8$$

La composición de la mezcla gaseosa expresada como porcentaje en masa es:

$$\frac{0{,}770\ \text{g}\ CH_4}{7{,}41\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 10{,}4\ \%\ CH_4 \qquad\qquad \frac{6{,}64\ \text{g}\ C_3H_8}{7{,}41\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 89{,}6\ \%\ C_3H_8$$

6.28. En la industria metalúrgica se obtienen diversos metales por reducción de sus óxidos con carbón. En el caso del zinc, se parte de la blenda, ZnS, que, una vez convertida en óxido de zinc, mediante un proceso denominado tostación (etapa 1), se obtiene el metal por reducción de dicho óxido con carbón (etapa 2).

Etapa 1: tostación del sulfuro de zinc a ~ 800 °C (rendimiento = 85,0 %)

$$2\ ZnS(s) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ ZnO(s) + 2\ SO_2(g)$$

Etapa 2: reducción del óxido de zinc con carbón a ~ 1.400 °C (rendimiento = 70,0 %)

$$ZnO(s) + C(g) \rightarrow Zn(s) + CO(g)$$

Cierta empresa desea obtener 2.500 kg de zinc a partir de una blenda de riqueza 75,0 %; el rendimiento de la etapa 1 es del 85,0 %, mientras que el de la etapa 2 es del 70,0 %. Calcule:

a) La masa de blenda necesaria.

b) Volumen de SO_2 producido a 25 °C y 1 atm de presión.

c) La masa de carbón necesaria si su riqueza en carbono es del 90,0 %.

(Preselección Valencia 2011)

a) Relacionando Zn con ZnO y teniendo en cuenta un redimiento del 70,0 % (etapa 2):

$$x\ \text{mol ZnO (teórico)} \cdot \frac{70\ \text{mol ZnO (real)}}{100\ \text{mol ZnO (teórico)}} \cdot \frac{1\ \text{mol Zn}}{1\ \text{mol ZnO}} \cdot \frac{65{,}4\ \text{g Zn}}{1\ \text{mol Zn}} \cdot \frac{1\ \text{kg Zn}}{10^3\ \text{g Zn}} = 2.500\ \text{kg Zn}$$

Se obtiene, $x = 5{,}46 \cdot 10^4$ mol ZnO

Relacionando ZnO con ZnS y teniendo en cuenta un rendimiento del 85,0 % (etapa 1):

$$x\ \text{kg ZnS (teórico)} \cdot \frac{10^3\ \text{g ZnS}}{1\ \text{kg ZnS}} \cdot \frac{1\ \text{mol ZnS}}{97{,}4\ \text{g ZnS}} \cdot \frac{85\ \text{mol ZnS (real)}}{100\ \text{mol ZnS (teórico)}} \cdot \frac{1\ \text{mol ZnO}}{1\ \text{mol ZnS}} = 5{,}46 \cdot 10^4\ \text{mol ZnO}$$

Se obtiene, $x = 6{,}26 \cdot 10^3$ kg ZnS

Como se dispone de una blenda de riqueza 75,0 %:

$$6{,}26 \cdot 10^3\ \text{kg ZnS} \cdot \frac{100\ \text{kg blenda}}{75{,}0\ \text{kg ZnS}} = 8{,}34 \cdot 10^3\ \text{kg blenda}$$

b) Relacionando ZnO con SO_2:

$$5{,}46{\cdot}10^4 \text{ mol ZnO} \cdot \frac{2 \text{ mol } SO_2}{2 \text{ mol ZnO}} = 5{,}46{\cdot}10^4 \text{ mol } SO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(5{,}46{\cdot}10^4 \text{ mol } SO_2) \cdot (0{,}08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 1{,}33{\cdot}10^6 \text{ L } SO_2$$

c) Relacionando ZnO con C:

$$5{,}46{\cdot}10^4 \text{ mol ZnO} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol ZnO}} \cdot \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 6{,}55{\cdot}10^5 \text{ g C}$$

Como se dispone de un carbón con una riqueza del 90,0 % en C:

$$6{,}55{\cdot}10^5 \text{ g C} \cdot \frac{100 \text{ g carbón}}{90{,}0 \text{ g C}} \cdot \frac{1 \text{ kg carbón}}{10^3 \text{ g carbón}} = 728 \text{ kg carbón}$$

6.29. El ácido sulfúrico puede obtenerse a partir de la tostación de la blenda (mineral cuyo principal componente es sulfuro de zinc), según el proceso:

sulfuro de zinc + oxígeno → óxido de zinc + dióxido de azufre [1]
dióxido de azufre + oxígeno → trióxido de azufre [2]
trióxido de azufre + agua → ácido sulfúrico [3]

Calcule:

a) ¿Cuántos kilogramos de blenda, con un 53,0 % de sulfuro de zinc se necesitan para obtener 200 kg de ácido sulfúrico 3,15 M (densidad del ácido sulfúrico: 1,19 g cm^{-3})?

b) ¿Qué volumen ocupa el oxígeno necesario en la primera etapa, o de tostación, medido a 20 °C y 3,0 atm?

c) ¿Cuál es la molalidad y porcentaje en masa del ácido sulfúrico obtenido?

(Granada 2014) (Baleares 2017)

a) Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones del proceso son:

$$2\ ZnS(s) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ ZnO(s) + 2\ SO_2(g)$$

$$2\ SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ SO_3(g)$$

$$2\ SO_3(g) + 2\ H_2O(l) \rightarrow 2\ H_2SO_4(aq)$$

La ecuación global del proceso es:

$$ZnS(s) + 2\ O_2(g) + H_2O(l) \rightarrow ZnO(s) + H_2SO_4(aq)$$

La cantidad de H_2SO_4 que contiene la disolución ácida es:

$$200 \text{ kg } H_2SO_4\ 3{,}15 \text{ M} \cdot \frac{10^3 \text{ g } H_2SO_4\ 3{,}15 \text{ M}}{1 \text{ kg } H_2SO_4\ 3{,}15 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \ H_2SO_4\ 3{,}15 \text{ M}}{1{,}19 \text{ g } H_2SO_4\ 3{,}15 \text{ M}} = 1{,}68{\cdot}10^5 \text{ cm}^3 \ H_2SO_4\ 3{,}15 \text{ M}$$

$$1{,}68{\cdot}10^5 \text{ cm}^3 \ H_2SO_4\ 3{,}15 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L } H_2SO_4\ 3{,}15 \text{ M}}{10^3 \text{ cm}^3 \ H_2SO_4\ 3{,}15 \text{ M}} \cdot \frac{3{,}15 \text{ mol } H_2SO_4}{1 \text{ L } H_2SO_4\ 3{,}15 \text{ M}} = 529 \text{ mol } H_2SO_4$$

Relacionando H_2SO_4 con ZnS y blenda:

$$529 \text{ mol } H_2SO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol ZnS}}{1 \text{ mol } H_2SO_4} \cdot \frac{97{,}4 \text{ g ZnS}}{1 \text{ mol ZnS}} \cdot \frac{1 \text{ kg ZnS}}{10^3 \text{ g ZnS}} \cdot \frac{100 \text{ kg blenda}}{53{,}0 \text{ kg ZnS}} = 97{,}2 \text{ kg blenda}$$

b) Relacionando ZnS con O_2:

$$529 \text{ mol ZnS} \cdot \frac{3 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol ZnS}} = 794 \text{ mol } O_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(794\ \text{mol}\ O_2)\cdot(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(20+273{,}15)\ \text{K}}{3{,}0\ \text{atm}} = 6{,}4{\cdot}10^3\ \text{L}\ O_2$$

c) Tomando como base de cálculo 10^3 cm^3 de disolución 3,15 M el porcentaje en masa de la misma es:

$$\frac{3{,}15\ \text{mol}\ H_2SO_4}{10^3\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 3{,}15\ \text{M}}\cdot\frac{1\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 3{,}15\ \text{M}}{1{,}19\ \text{g}\ H_2SO_4\ 3{,}15\ \text{M}}\cdot\frac{98{,}1\ \text{g}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}\cdot 100 = 25{,}9\ \%\ H_2SO_4$$

La cantidad de disolvente contenida en la disolución es:

$$10^3\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 3{,}15\ \text{M}\cdot\frac{1{,}19\ \text{g}\ H_2SO_4\ 3{,}15\ \text{M}}{1\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 3{,}15\ \text{M}} - 3{,}15\ \text{mol}\ H_2SO_4\cdot\frac{98{,}1\ \text{g}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4} = 881\ \text{g}\ H_2O$$

La molalidad de la disolución es:

$$\frac{3{,}15\ \text{mol}\ H_2SO_4}{881\ \text{g}\ H_2O}\cdot\frac{10^3\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{kg}\ H_2O} = 3{,}57\ \text{mol kg}^{-1}$$

(Los apartados de este problema forman parte del problema propuesto en O.N.Q. Murcia 2000. En Baleares 2017 solo se preguntan los apartados a) y b).

6.30. La piedra caliza molida se usa para aumentar el pH de los suelos ácidos. Si la caliza de una cantera posee una composición del 75,5 % en $CaCO_3$, 16,5 % en $MgCO_3$ y el resto son silicatos y otros minerales de potasio, hierro y manganeso.
a) Escriba las reacciones y calcule el volumen, en mL, de CO_2 que se desprende cuando 0,10 g de muestra se tratan con 5,00 mL de una disolución 1,00 M de HCl a 25 °C y 1 atm.
b) Calcule la concentración de Fe, en mg de Fe por kg de piedra molida, si la reacción de 10,0 g de muestra con HCl en exceso produce 5,23 mg de $FeCl_3$.

(Córdoba 2014)

a) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones de los carbonatos con HCl son, respectivamente:

$$CaCO_3(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow CaCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

$$MgCO_3(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

Al disponer de cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada reactivo es:

$$5{,}00\ \text{mL HCl 1,00 M}\cdot\frac{5{,}00\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 1,00 M}} = 5{,}00\ \text{mmol HCl}$$

$$\left.\begin{array}{l}\dfrac{75{,}5\ \text{mg}\ CaCO_3}{100\ \text{mg caliza}}\cdot\dfrac{1\ \text{mmol}\ CaCO_3}{100{,}1\ \text{mg}\ CaCO_3}\cdot\dfrac{1\ \text{mmol}\ CO_3^{2-}}{1\ \text{mmol}\ CaCO_3} = 0{,}754\ \text{mmol}\ CO_3^{2-}\\[2ex]\dfrac{16{,}5\ \text{mg}\ MgCO_3}{100\ \text{mg caliza}}\cdot\dfrac{1\ \text{mmol}\ MgCO_3}{84{,}3\ \text{mg}\ MgCO_3}\cdot\dfrac{1\ \text{mmol}\ CO_3^{2-}}{1\ \text{mmol}\ MgCO_3} = 0{,}199\ \text{mmol}\ CO_3^{2-}\end{array}\right\} \rightarrow\ 0{,}953\ \text{mmol}\ CO_3^{2-}$$

La relación molar obtenida es:

$$\frac{5{,}00\ \text{mmol HCl}}{0{,}953\ \text{mmol}\ CO_3^{2-}} = 5{,}25$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es mayor que 2, quiere decir que queda HCl sin reaccionar, por lo que el CO_3^{2-} es el reactivo limitante que determina las cantidades que reaccionan y se obtienen.

Relacionando CO_3^{2-} con CO_2:

$$0{,}953\ \text{mmol}\ CO_3^{2-}\cdot\frac{1\ \text{mmol}\ CO_2}{1\ \text{mmol}\ CO_3^{2-}} = 0{,}953\ \text{mmol}\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}953\ \text{mmol}\ CO_2)\cdot(0{,}08206\ \text{atm mL mmol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(25+273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 23{,}3\ \text{mL}\ CO_2$$

b) Relacionando $FeCl_3$ con la piedra caliza:

$$\frac{5{,}23\ \text{mg}\ FeCl_3}{10{,}0\ \text{g caliza}}\cdot\frac{1\ \text{mmol}\ FeCl_3}{162{,}3\ \text{mg}\ FeCl_3}\cdot\frac{1\ \text{mmol Fe}}{1\ \text{mmol}\ FeCl_3}\cdot\frac{55{,}8\ \text{mg Fe}}{1\ \text{mmol Fe}}\cdot\frac{10^3\ \text{g caliza}}{1\ \text{kg caliza}} = 0{,}180\ \frac{\text{mg Fe}}{\text{kg caliza}}$$

6.31. La blenda es un mineral de sulfuro de zinc, ZnS, del que se obtiene el zinc. La primera etapa del proceso es la obtención del óxido de zinc y dióxido de azufre por tostación del mineral en una reacción con oxígeno. En la segunda etapa, se hace reaccionar el óxido de zinc con monóxido de carbono para obtener zinc puro y dióxido de carbono. Este monóxido de carbono se obtiene por oxidación de carbón.
a) ¿Qué cantidad de óxido de zinc se obtendría por tostación de 500 g de una blenda cuya riqueza es del 60,0 %?
b) ¿Qué cantidad de monóxido de carbono sería precisa para reducir al óxido de zinc obtenido?
c) ¿Qué cantidad de zinc se obtendrá si el rendimiento es del 80,0 %?
d) ¿Qué cantidad de carbono se precisaría para obtener la cantidad de CO necesaria si el rendimiento es del 50,0 %?

(Castilla y León 2016)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones del proceso propuesto son:

$$2\ ZnS(s) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ ZnO(s) + 2\ SO_2(g)$$

$$ZnO(s) + CO(g) \rightarrow Zn(s) + CO_2(g)$$

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

a) Relacionando blenda con ZnO:

$$500\ \text{g blenda}\cdot\frac{60{,}0\ \text{g ZnS}}{100\ \text{g blenda}}\cdot\frac{1\ \text{mol ZnS}}{97{,}5\ \text{g ZnS}}\cdot\frac{2\ \text{mol ZnO}}{2\ \text{mol ZnS}}\cdot\frac{81{,}4\ \text{g ZnO}}{1\ \text{mol ZnO}} = 250\ \text{g ZnO}$$

b) Relacionando blenda con CO:

$$500\ \text{g blenda}\cdot\frac{60{,}0\ \text{g ZnS}}{100\ \text{g blenda}}\cdot\frac{1\ \text{mol ZnS}}{97{,}5\ \text{g ZnS}}\cdot\frac{2\ \text{mol ZnO}}{2\ \text{mol ZnS}}\cdot\frac{1\ \text{mol CO}}{1\ \text{mol ZnO}}\cdot\frac{28{,}0\ \text{g CO}}{1\ \text{mol CO}} = 86{,}2\ \text{g CO}$$

c) Relacionando blenda con Zn teniendo en cuenta un rendimiento del 80,0 %:

$$500\ \text{g blenda}\cdot\frac{60{,}0\ \text{g ZnS}}{100\ \text{g blenda}}\cdot\frac{1\ \text{mol ZnS}}{97{,}5\ \text{g ZnS}}\cdot\frac{1\ \text{mol Zn}}{1\ \text{mol ZnS}}\cdot\frac{65{,}4\ \text{g Zn}}{1\ \text{mol Zn}}\cdot\frac{80{,}0\ \text{g Zn (real)}}{100\ \text{g Zn (teórico)}} = 161\ \text{g Zn}$$

d) Relacionando C con CO teniendo en cuenta un rendimiento del 50,0 %:

$$x\ \text{g C (teórico)}\cdot\frac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}}\cdot\frac{2\ \text{mol CO}}{1\ \text{mol C}}\cdot\frac{28{,}0\ \text{g CO}}{1\ \text{mol CO}}\cdot\frac{50{,}0\ \text{g CO (real)}}{100\ \text{g CO (teórico)}} = 86{,}2\ \text{g CO}$$

Se obtiene, $x = 73{,}9$ g C.

6.32. El ácido sulfúrico es uno de los productos más fabricados a escala industrial, dadas sus numerosas aplicaciones: para fabricar abonos y fertilizantes, en la industria del refino del petróleo, como electrolito en baterías, etc. Son tan importantes y variadas, que ha llegado a emplearse su volumen de fabricación como medida de la actividad industrial de un país.
El proceso de fabricación del ácido sulfúrico más empleado en la industria utiliza mineral de pirita, FeS_2, cuyo contenido en azufre es muy alto. El mineral, tras extraerse de las minas, se lleva a una etapa de tostación, en la que la pirita se calienta a alta temperatura en presencia de oxígeno. En esta etapa el mineral pirita se transforma en óxido de hierro(III) y produce dióxido de azufre gas. Puede suponerse en esta etapa un rendimiento del 100 %.
La segunda etapa consiste en oxidar el dióxido de azufre así producido, en presencia de oxígeno, a trióxido de azufre. Esta etapa es muy exotérmica, y requiere el uso de un catalizador heterogéneo, normalmente de platino o V_2O_5, que acelere la reacción. Esta etapa tiene un rendimiento del 95 %.
El trióxido de azufre producido se enfría y se lleva a la etapa de producción de ácido sulfúrico propiamente dicha. En ella, el trióxido de azufre se pone en contacto con exceso de ácido sulfúrico en varias torres de absorción, donde reaccionan formando ácido disulfúrico. A su vez, el ácido disulfúrico reacciona con agua formando ácido sulfúrico, en un proceso también exotérmico. En esta etapa también puede considerarse un rendimiento del 100 %. El ácido sulfúrico obtenido se diluye después con agua hasta conseguir la pureza requerida.
Si se extraen de una mina 400 t al día de mineral de pirita, y se quiere obtener ácido sulfúrico con una pureza del 70 %:
a) Escriba y ajuste las reacciones involucradas en las distintas etapas del proceso.
b) Determine el volumen producido de dióxido de azufre, medido en condiciones normales,
c) Determine el volumen de aire, medido en condiciones normales, que se necesita diariamente para fabricar el ácido sulfúrico, si se emplea el doble del estequiométrico.
d) Determine los moles de trióxido de azufre producidos diariamente.
e) Determine la cantidad de ácido sulfúrico del 70,0 % que se producirá anualmente, si su densidad es de 1,61 g cm^{-3}.
(Dato. El aire contiene 21,0 % en volumen de O_2).

(País Vasco 2016)

a) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las diferentes etapas de la fabricación del ácido sulfúrico son:

- Tostación de la pirita:

$$4\ FeS_2(s) + 11\ O_2(g) \rightarrow 2\ Fe_2O_3(s) + 8\ SO_2(g)$$

- Oxidación catalítica del dióxido de azufre:

$$2\ SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ SO_3(g)$$

- Absorción del trióxido de azufre:

$$SO_3(g) + H_2S_2O_7(l) \rightarrow 2\ H_2SO_4(l)$$

b) Relacionando FeS_2 con SO_2:

$$400\ t\ FeS_2 \cdot \frac{10^6\ g\ FeS_2}{1\ t\ FeS_2} \cdot \frac{1\ mol\ FeS_2}{119{,}9\ g\ FeS_2} \cdot \frac{8\ mol\ SO_2}{4\ mol\ FeS_2} = 6{,}67{\cdot}10^6\ mol\ SO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(6{,}67{\cdot}10^6\ mol\ SO_2) \cdot (0{,}08206\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot 273{,}15\ K}{1\ atm} = 1{,}49{\cdot}10^8\ L\ SO_2$$

c) Relacionando FeS_2 con O_2:

$$400\ t\ FeS_2 \cdot \frac{10^6\ g\ FeS_2}{1\ t\ FeS_2} \cdot \frac{1\ mol\ FeS_2}{119{,}9\ g\ FeS_2} \cdot \frac{11\ mol\ O_2}{4\ mol\ FeS_2} = 9{,}17{\cdot}10^6\ mol\ O_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(9{,}17{\cdot}10^6 \text{ mol } O_2) \cdot (0{,}08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273{,}15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 2{,}05{\cdot}10^8 \text{ L } O_2$$

Relacionando O_2 con aire y teniendo en cuenta que se utiliza el doble valor del estequiométrico:

$$2{,}05{\cdot}10^8 \text{ L } O_2 \cdot \frac{2 \text{ L } O_2 \text{ (real)}}{1 \text{ L } O_2 \text{ (estequiométrico)}} \cdot \frac{100 \text{ L aire}}{21{,}0 \text{ L } O_2} = 1{,}95{\cdot}10^9 \text{ L aire}$$

d) Relacionando SO_2 con SO_3 y teniendo en cuenta un rendimiento del 95,0 %:

$$6{,}67{\cdot}10^6 \text{ mol } SO_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } SO_3}{2 \text{ mol } SO_2} \cdot \frac{95{,}0 \text{ mol } SO_3 \text{ (real)}}{100 \text{ mol } SO_3 \text{ (teórico)}} = 6{,}34{\cdot}10^6 \text{ mol } SO_3$$

e) Relacionando SO_3 con H_2SO_4 y teniendo en cuenta que se trata de una disolución del 70,0 %:

$$6{,}34{\cdot}10^6 \text{ mol } SO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{1 \text{ mol } SO_3} \cdot \frac{98{,}1 \text{ g } H_2SO_4}{1 \text{ mol } H_2SO_4} \cdot \frac{100 \text{ g } H_2SO_4 \text{ 70,0 \%}}{70{,}0 \text{ g } H_2SO_4} = 8{,}89{\cdot}10^8 \text{ g } H_2SO_4 \text{ 70,0 \%}$$

El volumen diario producido de H_2SO_4 del 70,0 % es:

$$8{,}89{\cdot}10^8 \text{ g } H_2SO_4 \text{ 70,0 \%} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ } H_2SO_4 \text{ 70,0 \%}}{1{,}61 \text{ g } H_2SO_4 \text{ 70,0 \%}} = 5{,}52{\cdot}10^8 \text{ cm}^3 \text{ } H_2SO_4 \text{ 70,0 \%}$$

El volumen anual de esta disolución es:

$$365 \text{ días} \cdot \frac{5{,}52{\cdot}10^8 \text{ cm}^3 \text{ } H_2SO_4 \text{ 70,0 \%}}{\text{día}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3 \text{ } H_2SO_4 \text{ 70,0 \%}}{10^6 \text{ cm}^3 \text{ } H_2SO_4 \text{ 70,0 \%}} = 2{,}01{\cdot}10^5 \text{ m}^3 \text{ } H_2SO_4 \text{ 70,0 \%}$$

6.33. La obtención del bismuto metal puede hacerse en dos etapas: el mineral sulfuro de bismuto(III) se somete a tostación en corriente de aire, con lo que se obtiene el óxido del metal y dióxido de azufre. Seguidamente, el óxido de bismuto(III) obtenido se reduce a bismuto metal con carbono, desprendiéndose monóxido de carbono.
a) Formule y ajuste las dos reacciones descritas.
b) Suponiendo un rendimiento del 100 %, calcule cuántos kg de mineral se necesitarían para obtener 1,00 kg de metal sabiendo que el mineral contiene un 30,0 % de impurezas.
c) ¿Cuántos litros de gases que pueden producir lluvia ácida se emitirían al ambiente en el caso anterior, a 1 atm y 273 K?

(Jaén 2016)

a) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las etapas de obtención de bismuto son:

▪ Tostación del sulfuro (1ª etapa):

$$2 \text{ } Bi_2S_3(s) + 9 \text{ } O_2(g) \rightarrow 2 \text{ } Bi_2O_3(s) + 6 \text{ } SO_2(g)$$

▪ Reducción del óxido (2ª etapa):

$$Bi_2O_3(s) + 3 \text{ } C(s) \rightarrow 2 \text{ } Bi(s) + 3 \text{ } CO(g)$$

b) Relacionando Bi con Bi_2S_3:

$$1{,}00 \text{ kg Bi} \cdot \frac{10^3 \text{ g Bi}}{1 \text{ kg Bi}} \cdot \frac{1 \text{ mol Bi}}{209{,}0 \text{ mol Bi}} \cdot \frac{1 \text{ mol } Bi_2O_3}{2 \text{ mol Bi}} \cdot \frac{2 \text{ mol } Bi_2S_3}{2 \text{ mol } Bi_2O_3} \cdot \frac{466 \text{ g } Bi_2S_3}{1 \text{ mol } Bi_2S_3} = 1.115 \text{ g } Bi_2S_3$$

Considerando que el mineral contiene 30,0 % de impurezas:

$$1.115 \text{ g } Bi_2S_3 \cdot \frac{100 \text{ g mineral}}{(100 - 30{,}0) \text{ g } Bi_2S_3} \cdot \frac{1 \text{ kg mineral}}{10^3 \text{ g mineral}} = 1{,}59 \text{ kg mineral}$$

c) Relacionando Bi con SO_2, el gas capaz de producir lluvia ácida:

$$1{,}00 \text{ kg Bi} \cdot \frac{10^3 \text{ g Bi}}{1 \text{ kg Bi}} \cdot \frac{1 \text{ mol Bi}}{209{,}0 \text{ mol Bi}} \cdot \frac{1 \text{ mol } Bi_2O_3}{2 \text{ mol Bi}} \cdot \frac{6 \text{ mol } SO_2}{2 \text{ mol } Bi_2O_3} = 7{,}18 \text{ mol } SO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(7{,}18\ \text{mol}\ SO_2)\cdot(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot 273\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 161\ \text{L}\ SO_2$$

6.34. Una de las formas en que se produce industrialmente el ácido fosfórico, H_3PO_4, comienza con la extracción de fósforo elemental de minerales que contienen fosfato de calcio, $Ca_3(PO_4)_2$. El proceso transcurre en varias fases:
Fase A. Una mezcla de fosfato de calcio sólido, arena (dióxido de silicio, SiO_2) y coque (carbono) se calientan en un horno eléctrico a 1.400 °C para producir monóxido de carbono gaseoso, vapor de fósforo, P_4, y un compuesto sólido de calcio, silicio y oxígeno. Este compuesto tiene una composición porcentual en masa de 34,50 % de calcio, 24,18 % de silicio y 41,32 de oxígeno. El rendimiento del proceso es del 60,0 %.
Fase B. El fósforo se condensa a sólido, purifica, y se hace reaccionar con oxígeno del aire para producir decaóxido de tetrafósforo sólido, P_4O_{10}. El rendimiento de este proceso es del 85,0 %.
Fase C. El decaóxido de tetrafósforo reacciona con agua para producir una disolución acuosa de ácido fosfórico, H_3PO_4. El rendimiento del proceso es del 95,0 %.
a) Determine la fórmula empírica del compuesto obtenido de calcio, silicio y oxígeno.
b) Escriba las reacciones descritas en los procesos A, B y C.
c) Si dispone de 0,500 t del fosfato de calcio inicial, calcule la cantidad, en gramos, de ácido fosfórico puro que se obtendría.
d) Si con el ácido fosfórico obtenido se prepara, a 20 °C, una disolución del 75,0 % en masa y densidad 1,579 g mL^{-1}, calcule el volumen de disolución que se obtiene.
e) En ocasiones, se realiza la aproximación de que, en la preparación de disoluciones, los volúmenes son aditivos. Sabiendo que el ácido fosfórico puro tiene una densidad de 1,685 g mL^{-1}, calcule la variación de volumen que se produce cuando se prepara la disolución del apartado anterior.

(Asturias 2017)

a) Tomando una base de cálculo de 100 g del compuesto de calcio, silicio y oxígeno, y relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica del mismo:

$$\left.\begin{aligned} 34{,}50\ \text{g Ca}\cdot\frac{1\ \text{mol Ca}}{40{,}1\ \text{g Ca}} &= 0{,}860\ \text{mol Ca}\\ 24{,}18\ \text{g Si}\cdot\frac{1\ \text{mol Si}}{28{,}0\ \text{g Si}} &= 0{,}861\ \text{mol Si}\\ 41{,}32\ \text{g O}\cdot\frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} &= 2{,}58\ \text{mol O}\end{aligned}\right\} \rightarrow \left\{\begin{aligned}\frac{0{,}861\ \text{mol Si}}{0{,}860\ \text{mol Ca}} &= \frac{1\ \text{mol Si}}{1\ \text{mol Ca}}\\ \frac{2{,}58\ \text{mol O}}{0{,}860\ \text{mol Ca}} &= \frac{3\ \text{mol O}}{1\ \text{mol Ca}}\end{aligned}\right\} \rightarrow \text{F. empírica: } CaSiO_3$$

b) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las tres fases del proceso son:

Fase A: $2\ Ca_3(PO_4)_2(s) + 6\ SiO_2(s) + 10\ C(s) \rightarrow 10\ CO(g) + P_4(s) + 6\ CaSiO_3(s)$

Fase B: $P_4(s) + 5\ O_2(s) \rightarrow P_4O_{10}(s)$

Fase C: $P_4O_{10}(s) + 6\ H_2O(s) \rightarrow 4\ H_3PO_4(l)$

c) La cantidad de $Ca_3(PO_4)_2$ de la que se parte es:

$$0{,}500\ \text{t}\ Ca_3(PO_4)_2\cdot\frac{10^6\ \text{g}\ Ca_3(PO_4)_2}{1\ \text{t}\ Ca_3(PO_4)_2}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ Ca_3(PO_4)_2}{310{,}3\ \text{g}\ Ca_3(PO_4)_2} = 1{,}61\cdot10^3\ \text{mol}\ Ca_3(PO_4)_2$$

▪ Fase A con rendimiento del 60,0 %:

$$1{,}61\cdot10^3\ \text{mol}\ Ca_3(PO_4)_2\cdot\frac{1\ \text{mol}\ P_4}{2\ \text{mol}\ Ca_3(PO_4)_2}\cdot\frac{60{,}0\ \text{mol}\ P_4\ \text{(real)}}{100\ \text{mol}\ P_4\ \text{(teórico)}} = 483\ \text{mol}\ P_4$$

▪ Fase B con rendimiento del 85,0 %:

$$483\ \text{mol}\ P_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ P_4O_{10}}{1\ \text{mol}\ P_4} \cdot \frac{85{,}0\ \text{mol}\ P_4O_{10}\ \text{(real)}}{100\ \text{mol}\ P_4O_{10}\ \text{(teórico)}} = 411\ \text{mol}\ P_4O_{10}$$

▪ Fase C con rendimiento del 95,0 %:

$$411\ \text{mol}\ P_4O_{10} \cdot \frac{4\ \text{mol}\ H_3PO_4}{1\ \text{mol}\ P_4O_{10}} \cdot \frac{95{,}0\ \text{mol}\ H_3PO_4\ \text{(real)}}{100\ \text{mol}\ H_3PO_4\ \text{(teórico)}} \cdot \frac{98{,}0\ \text{g}\ H_3PO_4}{1\ \text{mol}\ H_3PO_4} = 1{,}53 \cdot 10^5\ \text{g}\ H_3PO_4$$

d) La masa y volumen de disolución de H_3PO_4 de riqueza 75,0 % y densidad 1,579 g mL^{-1} que se obtiene son:

$$1{,}53 \cdot 10^5\ \text{g}\ H_3PO_4 \cdot \frac{100\ \text{g}\ H_3PO_4\ 75{,}0\ \%}{75{,}0\ \text{g}\ H_3PO_4} = 2{,}04 \cdot 10^5\ \text{g}\ H_3PO_4\ 75{,}0\ \%$$

$$2{,}04 \cdot 10^5\ \text{g}\ H_3PO_4\ 75{,}0\ \% \cdot \frac{1\ \text{mL}\ H_3PO_4\ 75{,}0\ \%}{1{,}579\ \text{g}\ H_3PO_4\ 75{,}0\ \%} = 1{,}29 \cdot 10^5\ \text{mL}\ H_3PO_4\ 75{,}0\ \%$$

e) La masa y volumen de agua (densidad = 1,00 g mL^{-1}) que contiene la disolución anterior son:

$$2{,}04 \cdot 10^5\ \text{g}\ H_3PO_4\ 75{,}0\ \% - 1{,}53 \cdot 10^5\ \text{g}\ H_3PO_4 = 5{,}10 \cdot 10^4\ \text{g}\ H_2O = 5{,}10 \cdot 10^4\ \text{mL}\ H_2O$$

El volumen que ocupa el H_3PO_4 (densidad = 1,685 g mL^{-1}) que contiene la disolución anterior es:

$$1{,}53 \cdot 10^5\ \text{g}\ H_3PO_4 \cdot \frac{1\ \text{mL}\ H_3PO_4}{1{,}685\ \text{g}\ H_3PO_4} = 9{,}08 \cdot 10^4\ \text{mL}\ H_3PO_4$$

Considerando volúmenes aditivos, el volumen que ocuparía esta disolución es:

$$9{,}08 \cdot 10^4\ \text{mL}\ H_3PO_4 + 5{,}10 \cdot 10^4\ \text{mL}\ H_2O = 1{,}42 \cdot 10^5\ \text{mL}\ H_3PO_4\ 75{,}0\ \%$$

La contracción del volumen que se produce al mezclar soluto y disolvente:

$$1{,}42 \cdot 10^5\ \text{mL}\ H_3PO_4\ \text{(teórico)} - 1{,}29 \cdot 10^5\ \text{mL}\ H_3PO_4\ \text{(real)} = 1{,}30 \cdot 10^4\ \text{mL}$$

Expresado como porcentaje es:

$$\frac{1{,}30 \cdot 10^4\ \text{mL}\ H_3PO_4\ \text{(contracción)}}{1{,}42 \cdot 10^5\ \text{mL}\ H_3PO_4\ \text{(teórico)}} \cdot 100 = 9{,}15\ \%$$

6.35. El ácido nítrico se obtiene por disolución del gas NO_2 en agua según la siguiente reacción, cuyo rendimiento es del 95,0 %:

$$3\ NO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow 2\ HNO_3(aq) + NO(g)$$

y el NO_2 se obtiene previamente por oxidación del amoniaco según la siguiente reacción, cuyo rendimiento es del 70,0 %:

$$4\ NH_3(g) + 7\ O_2(g) \rightarrow 4\ NO_2(g) + 6\ H_2O(g)$$

Si se parte de 7,00 L de amoniaco, medidos en condiciones normales, y 80,0 L de aire, medidos también en condiciones normales, cuyo contenido en oxígeno es del 21,0 % en volumen. Determine:

a) Si se tiene suficiente aire para consumir el amoniaco.

b) La cantidad de ácido obtenido.

c) La concentración molar de la disolución ácida resultante si el volumen final obtenido es de 2,5 L.

d) La masa y el volumen de amoniaco medido en condiciones normales necesario para obtener una disolución de características iguales al ácido nítrico concentrado comercial: 67,0 % de riqueza y densidad 1,40 g mL^{-1}.

(Castilla y León 2017)

a) Al disponer de cantidades de ambos reactivos, previamente es necesario determinar cuál de ambos es el reactivo limitante. Considerando comportamiento ideal, el número de moles de cada gas es:

$$\left.\begin{array}{l} n = \dfrac{1\ \text{atm} \cdot (7{,}00\ \text{L}\ NH_3)}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}} = 0{,}313\ \text{mol}\ NH_3 \\ n = \dfrac{1\ \text{atm} \cdot (80{,}0\ \text{L aire})}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}} \cdot \dfrac{21{,}0\ \text{L}\ O_2}{100\ \text{L aire}} = 0{,}750\ \text{mol}\ O_2 \end{array}\right\} \rightarrow \frac{0{,}750\ \text{mol}\ O_2}{0{,}313\ \text{mol}\ NH_3} = 2{,}40$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es menor que 7/4, quiere decir que queda O_2 sin reaccionar, por lo que el NH_3 es el reactivo limitante que determina las cantidades que reaccionan y se obtienen.

b) Relacionando NH_3 con NO_2 teniendo en cuenta que el rendimiento de la reacción es del 70,0 %:

$$0{,}313\ \text{mol}\ NH_3 \cdot \frac{4\ \text{mol}\ NO_2}{4\ \text{mol}\ NH_3} \cdot \frac{70{,}0\ \text{mol}\ NO_2\ \text{(real)}}{100\ \text{mol}\ NO_2\ \text{(teórico)}} = 0{,}219\ \text{mol}\ NO_2$$

Relacionando NO_2 con HNO_3 teniendo en cuenta que el rendimiento de la reacción es del 95,0 %:

$$0{,}219\ \text{mol}\ NO_2 \cdot \frac{2\ \text{mol}\ HNO_3}{3\ \text{mol}\ NO_2} \cdot \frac{95{,}0\ \text{mol}\ HNO_3\ \text{(real)}}{100\ \text{mol}\ HNO_3\ \text{(teórico)}} = 0{,}139\ \text{mol}\ HNO_3$$

c) La concentración molar se obtiene relacionando la cantidad de HNO_3 con el volumen de disolución:

$$\frac{0{,}139\ \text{mol}\ HNO_3}{2{,}50\ \text{L disolución}} = 0{,}0556\ \text{mol}\ L^{-1}$$

d) La concentración molar del HNO_3 comercial de riqueza 67,0 % es:

$$\frac{67{,}0\ \text{g}\ HNO_3}{100\ \text{g}\ HNO_3\ 67{,}0\ \%} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ HNO_3}{63{,}0\ \text{g}\ HNO_3} \cdot \frac{1{,}40\ \text{g}\ HNO_3\ 67{,}0\ \%}{1\ \text{mL}\ HNO_3\ 67{,}0\ \%} \cdot \frac{10^3\ \text{mL}\ HNO_3\ 67{,}0\ \%}{1\ \text{mL}\ HNO_3\ 67{,}0\ \%} = 14{,}9\ \text{mol}\ L^{-1}$$

La cantidad de HNO_3 contenida en 2,5 L de disolución comercial es:

$$2{,}5\ \text{L disolución comercial} \cdot \frac{14{,}9\ \text{mol}\ HNO_3}{1\ \text{L disolución comercial}} = 37{,}3\ \text{mol}\ HNO_3$$

Relacionando HNO_3 con NH_3 de acuerdo con la relación obtenida en el apartado b):

$$37{,}3\ \text{mol}\ HNO_3 \cdot \frac{0{,}313\ \text{mol}\ NH_3}{0{,}139\ \text{mol}\ HNO_3} = 84{,}0\ \text{mol}\ NH_3$$

La masa correspondiente es:

$$84{,}0\ \text{mol NH}_3 \cdot \frac{17{,}0\ \text{mol NH}_3}{1\ \text{mol NH}_3} = 1{,}43{\cdot}10^3\ \text{g NH}_3$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(84{,}0\ \text{mol NH}_3){\cdot}(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 1{,}88{\cdot}10^3\ \text{L NH}_3$$

6.36. En la trilogía *"El señor de los anillos"*, el novelista J.R.R. Tolkien describe que los anillos de poder eran joyas creadas por los Mirdain, altos herreros élficos. El oro se ouede extraer por lixiviación tratando las tierras auríferas que lo contenían con una disolución de cianuro de sodio, según la ecuación química siguiente:



$4\ \text{Au(s)} + 8\ \text{NaCN(aq)} + \text{O}_2\text{(g)} + 2\ \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow 4\ \text{NaAu(CN)}_2\text{(aq)} + 4\ \text{NaOH(aq)}$

Una vez se ha disuelto el oro, en forma de la especie $[\text{Au(CN)}_2]^-$, puede ser precipitado como metal de acuerdo con la siguiente ecuación química no ajustada:

$[\text{Au(CN)}_2]^-\text{(aq)} + \text{Zn(s)} \rightarrow [\text{Zn(CN)}_4]^{2-}\text{(aq)} + \text{Au(s)}$

a) Ajuste la ecuación química anterior.

b) ¿Qué cantidad de oro (en g) se podría extraer a partir de 1.000 kg de tierras auríferas si estas presentan una media del 0,0190 % en masa de oro?

c) ¿Cuántos litros de una disolución de NaCN 0,0750 M se necesitarán para disolver la totalidad del oro?

d) ¿Qué cantidad (en g) de zinc se necesitará para recuperar el oro disuelto en forma de $[\text{Au(CN)}_2]^-$?

El oro puro es un material relativamente blando; para hacerlo más duro normalmente se alea con otros metales. Los anillos de oro suelen tener un porcentaje de oro del 75,0 % en masa (se dice que el anillo está realizado con oro de 18 kilates; el oro puro se designa como oro de 24 kilates).

e) Calcule el número de anillos de poder de 18 kilates, con un peso de 100 g por anillo, que los herreros élficos podrían haber forjado con el oro contenido en los 1.000 kg de tierras auríferas tratadas, suponiendo que en el proceso hay una pérdida del 10 %.

f) ¿Qué problema medioambiental puede provocar el uso de sales cianuradas en la minería del oro?

(Preselección Valencia 2017)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $[\text{Au(CN)}_2]^-$ y Zn es:

$$2\ [\text{Au(CN)}_2]^-\text{(aq)} + \text{Zn(s)} \rightarrow [\text{Zn(CN)}_4]^{2-}\text{(aq)} + 2\ \text{Au(s)}$$

b) La masa de Au que se puede extraer de la tierra aurífera es:

$$1.000\ \text{kg tierra} \cdot \frac{10^3\ \text{g tierra}}{1\ \text{kg tierra}} \cdot \frac{0{,}0190\ \text{g Au}}{100\ \text{g tierra}} = 190\ \text{g Au}$$

c) Relacionando Au con la disolución de NaCN:

$$190\ \text{g Au} \cdot \frac{1\ \text{mol Au}}{197\ \text{g Au}} \cdot \frac{8\ \text{mol NaCN}}{4\ \text{mol Au}} \cdot \frac{1\ \text{L NaCN 0,0750 M}}{0{,}0750\ \text{mol NaCN}} = 25{,}7\ \text{L NaCN 0,0750 M}$$

d) Relacionando Au con Zn:

$$190\ \text{g Au} \cdot \frac{1\ \text{mol Au}}{197\ \text{g Au}} \cdot \frac{1\ \text{mol } [\text{Au(CN)}_2]^-}{1\ \text{mol Au}} \cdot \frac{1\ \text{mol Zn}}{2\ \text{mol } [\text{Au(CN)}_2]^-} \cdot \frac{65{,}4\ \text{g Zn}}{1\ \text{mol Zn}} = 31{,}5\ \text{g Zn}$$

e) El número de anillos de Au de 18 kt que se puede fabricar considerando unas pérdidas del 10 % es:

$$190\ \text{g Au} \cdot \frac{(100-10)\ \text{g Au (útil)}}{100\ \text{g Au (inicial)}} \cdot \frac{100\ \text{g Au 18 kt}}{75{,}0\ \text{g Au}} \cdot \frac{1\ \text{anillo}}{100\ \text{g Au 18 kt}} = 2{,}28\ \text{anillos} \rightarrow 2\ \text{anillos}$$

f) La extracción del oro con cianuro provoca problemas medioambientales debido a la elevada toxicidad de este.

6.37. El biodiesel es un combustible líquido que se puede obtener a partir de recursos naturales renovables, y que puede sustituir al petrodiesel (el diésel común, obtenido del petróleo). Una de las fuentes mas habituales de biodiesel es el aceite de soja. El aceite de soja se hace reaccionar con un alcohol en medio básico, reacción que se denomina transesterificación, para producir los ésteres metílicos de ácidos grasos. Estos ésteres son los principales componentes del biodiesel.

En el caso del aceite de soja, este está compuesto mayoritariamente (75 % en masa) por un triglicérido llamado linoleína, $C_{57}H_{98}O_6$. Cuando se hace reaccionar linoleína con metanol, CH_3OH, se obtiene glicerina, $C_3H_8O_3$, y linoleato de metilo,$C_{19}H_{34}O_2$, según la ecuación:

$$C_{57}H_{98}O_6(l) + 3\ CH_3OH(l) \rightarrow C_3H_8O_3(l) + 3\ C_{19}H_{34}O_2(l)$$

a) Calcule el volumen (en mL) de linoleato de metilo obtenido a partir de 1,0 g de aceite de soja, teniendo en cuenta que la reacción de transesterificación tiene un rendimiento del 75 %.

Un combustible comercial denominado "B-20" es una mezcla con un 20,0 % (en masa) de biodiesel (compuesto exclusivamente por linoleato de metilo) y un 80,0 % de petrodiesel.

b) Determine el volumen de aire (en litros), a 1 atm y 25 °C, necesario para quemar completamente el contenido del depósito de un automóvil lleno con 50,0 L de combustible B-20. El aire contiene un 21,0 % en volumen de O_2. Considere que la reacción de combustión del biodiesel y del petrodiesel pueden escribirse, respectivamente, como:

$$2\ C_{19}H_{34}O_2(l) + 53\ O_2(g) \rightarrow 38\ CO_2(g) + 34\ H_2O(l)$$

$$2\ C_{12}H_{26}(l) + 27\ O_2(g) \rightarrow 24\ CO_2(g) + 26\ H_2O(l)$$

c) Calcule la cantidad (en g) de CO_2 que se emite en la combustión de 1,0 kg de biodiesel y 1,0 kg de petrodiesel. Indique, razonadamente, cuál de los dos combustibles es más adecuado respecto de las emisiones de CO_2 generadas.

(Datos. Densidades (g mL^{-1}): linoleato de metilo = 0,889; combustible B-20 = 0,850).

(Preselección Valencia 2018)

a) La cantidad de linoleína contenida en cada gramo de aceite de soja es:

$$1{,}0\ \text{g aceite} \cdot \frac{75\ \text{g } C_{57}H_{98}O_6}{100\ \text{g aceite}} \cdot \frac{1\ \text{mol } C_{57}H_{98}O_6}{846\ \text{g } C_{57}H_{98}O_6} = 8{,}9\cdot10^{-4}\ \text{mol } C_{57}H_{98}O_6$$

Relacionando linoleína con linoleato de metilo:

$$8{,}9\cdot10^{-4}\ \text{mol } C_{57}H_{98}O_6 \cdot \frac{3\ \text{mol } C_{19}H_{34}O_2}{1\ \text{mol } C_{57}H_{98}O_6} \cdot \frac{294\ \text{g } C_{19}H_{34}O_2}{1\ \text{mol } C_{19}H_{34}O_2} = 0{,}78\ \text{g } C_{19}H_{34}O_2$$

El volumen correspondiente considerando un rendimiento del 75 %:

$$0{,}78\ \text{g } C_{19}H_{34}O_2 \cdot \frac{75\ \text{g } C_{19}H_{34}O_2\ \text{(real)}}{100\ \text{g } C_{19}H_{34}O_2\ \text{(teórico)}} \cdot \frac{1\ \text{mL } C_{19}H_{34}O_2}{0{,}889\ \text{g } C_{19}H_{34}O_2} = 0{,}66\ \text{mL } C_{19}H_{34}O_2$$

b) Las cantidades de cada uno de los componentes en 50,0 L de combustible B-20 son:

$$50{,}0\ \text{L B20} \cdot \frac{10^3\ \text{mL B20}}{1\ \text{L B20}} \cdot \frac{0{,}850\ \text{g B20}}{1\ \text{mL B20}} \cdot \frac{20{,}0\ \text{g } C_{19}H_{34}O_2}{100\ \text{g B20}} = 8{,}50\cdot10^3\ \text{g } C_{19}H_{34}O_2$$

$$50{,}0\ \text{L B20} \cdot \frac{10^3\ \text{mL B20}}{1\ \text{L B20}} \cdot \frac{0{,}850\ \text{g B20}}{1\ \text{mL B20}} \cdot \frac{80{,}0\ \text{g } C_{12}H_{26}}{100\ \text{g B20}} = 3{,}40\cdot10^4\ \text{g } C_{12}H_{26}$$

Relacionando cada combustible con el O_2 necesario para su combustión:

$$\left.\begin{aligned} 8{,}50\cdot10^3\ \text{g } C_{19}H_{34}O_2 \cdot \frac{1\ \text{mol } C_{19}H_{34}O_2}{294{,}0\ \text{g } C_{19}H_{34}O_2} \cdot \frac{53\ \text{mol } O_2}{2\ \text{mol } C_{19}H_{34}O_2} &= 766\ \text{mol } O_2 \\ 3{,}40\cdot10^4\ \text{g } C_{12}H_{26} \cdot \frac{1\ \text{mol } C_{12}H_{26}}{170{,}0\ \text{g } C_{12}H_{26}} \cdot \frac{27\ \text{mol } O_2}{2\ \text{mol } C_{12}H_{26}} &= 2{,}70\cdot10^3\ \text{mol } O_2 \end{aligned}\right\} \rightarrow 3{,}47\cdot10^3\ \text{mol } O_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(3{,}47\cdot10^3\ \text{mol } O_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{1{,}0\ \text{atm}} = 8{,}47\cdot10^4\ \text{L } O_2$$

Relacionando O_2 con aire:

$$8{,}47{\cdot}10^4\ \text{L O}_2 \cdot \frac{100\ \text{L aire}}{21{,}0\ \text{L O}_2} = 4{,}04{\cdot}10^5\ \text{L aire}$$

c) Relacionando la cantidad de combustible con la de CO_2 que cada uno produce:

$$1{,}00\ \text{kg C}_{19}\text{H}_{34}\text{O}_2 \cdot \frac{10^3\ \text{g C}_{19}\text{H}_{34}\text{O}_2}{1\ \text{kg C}_{19}\text{H}_{34}\text{O}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}_{19}\text{H}_{34}\text{O}_2}{294{,}0\ \text{g C}_{19}\text{H}_{34}\text{O}_2} \cdot \frac{19\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol C}_{19}\text{H}_{34}\text{O}_2} \cdot \frac{44{,}0\ \text{g CO}_2}{1\ \text{mol CO}_2} = 2{,}84{\cdot}10^3\ \text{g CO}_2$$

$$1{,}00\ \text{kg C}_{12}\text{H}_{26} \cdot \frac{10^3\ \text{g C}_{12}\text{H}_{26}}{1\ \text{kg C}_{12}\text{H}_{26}} \cdot \frac{1\ \text{mol C}_{12}\text{H}_{26}}{170{,}0\ \text{g C}_{12}\text{H}_{26}} \cdot \frac{12\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol C}_{12}\text{H}_{26}} \cdot \frac{44{,}0\ \text{g CO}_2}{1\ \text{mol CO}_2} = 3{,}10{\cdot}10^3\ \text{g CO}_2$$

A la vista de la masa de CO_2 emitido por la misma cantidad de combustible, es menos contaminante el biodiesel, $C_{19}H_{34}O_2$.

6.38. La central térmica de *"Es Murterar"* produce energía eléctrica a partir de la combustión de carbón. Este carbón, procedente de Colombia, además de carbono también contiene otros elementos químicos como, por ejemplo, el azufre, el cual durante la combustión se convierte en dióxido de azufre, uno de los gases más contaminantes de la atmósfera. Además, en la atmósfera, este dióxido de azufre puede reaccionar con la molécula de dioxígeno y convertirse en trióxido de azufre, el cual combinado con agua da lugar a la formación de lluvia ácida.
a) Escriba y ajuste la reacción de formación de dióxido de azufre a partir de azufre elemental, de formación de trióxido de azufre a partir de dióxido de azufre y la formación de ácido sulfúrico a partir de trióxido de azufre.
b) Si en la central *"Es Murterar"* se quema un carbón con un contenido de azufre del 1,25 % (en masa), determine la masa de ácido sulfúrico que se produce por tonelada de carbón que se quema. Para este cálculo se ha de tener en cuenta que el rendimiento de la reacción de formación del dióxido de azufre es del 90,0 %, el de la reacción formación del trióxido de azufre es del 30,0 %, y para la reacción de formación ácido sulfúrico del 100 %.

(Baleares 2018)

a) La ecuación química correspondiente a la combustión del S es:

$$\text{S(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{SO}_2\text{(g)}$$

La ecuación química correspondiente a la formación del SO_3 es:

$$2\ \text{SO}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\ \text{SO}_3\text{(g)}$$

La ecuación química correspondiente a la formación del H_2SO_4 es:

$$\text{SO}_3\text{(g)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4\text{(aq)}$$

b) La cantidad de SO_2 que se produce a partir del carbón es:

$$1{,}00\ \text{t carbón} \cdot \frac{10^6\ \text{g carbón}}{1\ \text{t carbón}} \cdot \frac{1{,}25\ \text{g S}}{100\ \text{g carbón}} \cdot \frac{1\ \text{mol S}}{32{,}1\ \text{g S}} \cdot \frac{1\ \text{mol SO}_2}{1\ \text{mol S}} = 389\ \text{mol SO}_2$$

Teniendo en cuenta que el rendimiento del proceso es del 90,0 %:

$$389\ \text{mol SO}_2\text{(teórico)} \cdot \frac{90{,}0\ \text{mol SO}_2\ \text{(real)}}{100\ \text{mol SO}_2\ \text{(teórico)}} = 350\ \text{mol SO}_2$$

La cantidad de SO_3 que se produce a partir del SO_2 teniendo en cuenta que el rendimiento del proceso es del 30,0 % es:

$$350\ \text{mol SO}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol SO}_3}{1\ \text{mol SO}_2} \cdot \frac{30{,}0\ \text{mol SO}_3\ \text{(real)}}{100\ \text{mol SO}_3\ \text{(teórico)}} = 105\ \text{mol SO}_3$$

La cantidad de H_2SO_4 que se produce a partir del SO_3 teniendo en cuenta que el rendimiento del proceso es del 100 % es:

$$105\ \text{mol SO}_3 \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol SO}_3} \cdot \frac{98{,}1\ \text{g H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1\ \text{kg H}_2\text{SO}_4}{10^3\ \text{g H}_2\text{SO}_4} = 10{,}3\ \text{kg H}_2\text{SO}_4$$

6.39. Se dispone de una mezcla formada únicamente por carbonato de calcio y carbonato de magnesio, en proporciones desconocidas. Por calentamiento a elevadas temperaturas cada uno de los carbonatos se descompone produciendo el óxido metálico correspondiente y desprendiéndose dióxido de carbono.
a) Calcule la composición de la mezcla (expresada en % de cada carbonato) sabiendo que al calentar 20,0 g de la misma se han producido 10,0 g de dióxido de carbono.
b) ¿Cuál sería el volumen de este gas desprendido si la descomposición ha ocurrido a 800 °C y 912 mmHg?
b) El óxido de calcio, también conocido como cal viva, se utiliza como material de construcción y también en la regulación de numerosos procesos industriales, dado su carácter alcalino. Partiendo de 1.000 kg de la misma mezcla de carbonatos de calcio y magnesio, ¿cuántos gramos de óxido de calcio se generarían si solo se descompone el 80,0 % del carbonato de calcio presente en la mezcla?

(Jaén 2018)

a) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones de descomposición térmica son:

$$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

$$MgCO_3(s) \rightarrow MgO(s) + CO_2(g)$$

Llamando x e y, respectivamente, a los moles de $CaCO_3$ y $MgCO_3$ en la mezcla se puede plantear la siguiente ecuación:

$$x\ \text{mol}\ CaCO_3 \cdot \frac{100{,}1\ \text{g}\ CaCO_3}{1\ \text{mol}\ CaCO_3} + y\ \text{mol}\ MgCO_3 \cdot \frac{84{,}3\ \text{g}\ MgCO_3}{1\ \text{mol}\ MgCO_3} = 20{,}0\ \text{g mezcla}$$

Relacionando estas cantidades con el gas desprendido:

$$x\ \text{mol}\ CaCO_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CaCO_3} \cdot \frac{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} + y\ \text{mol}\ MgCO_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ MgCO_3} \cdot \frac{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 10{,}0\ \text{g}\ CO_2$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones se obtiene:

$$x = 0{,}171\ \text{mol}\ CaCO_3 \qquad y = 0{,}0560\ \text{mol}\ MgCO_3$$

Las masas correspondientes son:

$$0{,}171\ \text{mol}\ CaCO_3 \cdot \frac{100{,}1\ \text{g}\ CaCO_3}{1\ \text{mol}\ CaCO_3} = 17{,}1\ \text{g}\ CaCO_3$$

$$0{,}0560\ \text{mol}\ MgCO_3 \cdot \frac{84{,}3\ \text{g}\ MgCO_3}{1\ \text{mol}\ MgCO_3} = 4{,}72\ \text{g}\ MgCO_3$$

Expresando el resultado en forma de porcentaje en masa:

$$\frac{17{,}1\ \text{g}\ CaCO_3}{20{,}0\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 85{,}5\ \%\ CaCO_3 \qquad \frac{4{,}72\ \text{g}\ MgCO_3}{20{,}0\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 14{,}5\ \%\ MgCO_3$$

b) Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el gas es:

$$V = \frac{10{,}0\ \text{g}\ CO_2 \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (800 + 273{,}15)\ \text{K}}{912\ \text{mmHg}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{g}\ CO_2} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 16{,}7\ \text{L}\ CO_2$$

c) Considerando el porcentaje de conversión de $CaCO_3$ en CaO:

$$1.000\ \text{kg mezcla} \cdot \frac{85{,}5\ \text{kg}\ CaCO_3}{100\ \text{kg mezcla}} \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ CaCO_3}{1\ \text{kg}\ CaCO_3} \cdot \frac{80{,}0\ \text{g}\ CaCO_3\ \text{(convertido)}}{100\ \text{g}\ CaCO_3\ \text{(total)}} = 6{,}84{\cdot}10^5\ \text{g}\ CaCO_3$$

$$6{,}84{\cdot}10^5\ \text{g}\ CaCO_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CaCO_3}{100{,}1\ \text{g}\ CaCO_3} \cdot \frac{1\ \text{mol CaO}}{1\ \text{mol}\ CaCO_3} \cdot \frac{56{,}1\ \text{g CaO}}{1\ \text{mol CaO}} \cdot \frac{1\ \text{kg CaO}}{10^3\ \text{g CaO}} = 383\ \text{kg CaO}$$

6.40. El titanio es un metal ligero y resistente a la corrosión que se usa en la industria aeronáutica. También se utilizó este metal, por razones estructurales y estéticas, en la cubierta del museo Guggenheim-Bilbao. El proceso de obtención a partir del dióxido de titanio, que se encuentra en la naturaleza en forma de mineral rutilo, se realiza en dos etapas:

$$TiO_2(s) + 2\,C(s) + 2\,Cl_2(g) \rightarrow TiCl_4(g) + 2\,CO(g)$$
$$TiCl_4(g) + 2\,Mg(l) \rightarrow Ti(s) + 2\,MgCl_2(s)$$

Calcule:

a) La cantidad de titanio (en t) que se podría obtener a partir de una tonelada de rutilo, con un contenido del 96,0 % en dióxido de titanio, si el rendimiento del proceso fuera del 80,0 % en la primera etapa y del 70,0 % en la segunda.

b) ¿Cuál sería la cantidad de titanio (en t) que podría obtenerse si 35,40 t de tetracloruro de titanio se tratasen con 11,3 t de magnesio en las condiciones anteriores?

c) Si a partir del mineral de rutilo disponible se pretendiera la obtención de 1,00 t de titanio, ¿de qué cantidad de mineral se debería partir?

d) Si la tonelada de titanio se emplease en obtener 1,60 t de una aleación aluminio-titanio, ¿cuál sería la composición de la aleación expresada en % en masa?

(Preselección Valencia 2019)

a) La cantidad de TiO_2 contenida en la tonelada de mineral rutilo es:

$$1{,}00\ \text{t rutilo} \cdot \frac{10^6\ \text{g rutilo}}{1{,}00\ \text{t rutilo}} \cdot \frac{96{,}0\ \text{g } TiO_2}{100\ \text{g rutilo}} \cdot \frac{1\ \text{mol } TiO_2}{82{,}9\ \text{g } TiO_2} = 1{,}16 \cdot 10^4\ \text{mol } TiO_2$$

Relacionando TiO_2 con Ti teniendo en cuenta el rendimiento de ambas etapas:

$$1{,}16 \cdot 10^4\ \text{mol } TiO_2 \cdot \frac{1\ \text{mol } TiCl_4}{1\ \text{mol } TiO_2} \cdot \frac{80{,}0\ \text{mol } TiCl_4\ \text{(real)}}{100\ \text{mol } TiCl_4\ \text{(teórico)}} = 9{,}28 \cdot 10^3\ \text{mol } TiCl_4$$

$$9{,}28 \cdot 10^3\ \text{mol } TiCl_4 \cdot \frac{1\ \text{mol Ti}}{1\ \text{mol } TiCl_4} \cdot \frac{70{,}0\ \text{mol Ti (real)}}{100\ \text{mol Ti (teórico)}} \cdot \frac{50{,}9\ \text{g Ti}}{1\ \text{mol Ti}} \cdot \frac{1\ \text{t Ti}}{10^6\ \text{g Ti}} = 0{,}331\ \text{t Ti}$$

b) Al disponer de cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{l} 35{,}40\ \text{t } TiCl_4 \cdot \dfrac{10^6\ \text{g } TiCl_4}{1{,}00\ \text{t } TiCl_4} \cdot \dfrac{1\ \text{mol } TiCl_4}{192{,}9\ \text{g } TiCl_4} = 1{,}835 \cdot 10^5\ \text{mol } TiCl_4 \\ 11{,}3\ \text{t Mg} \cdot \dfrac{10^6\ \text{g Mg}}{1{,}00\ \text{t Mg}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol Mg}}{24{,}3\ \text{g Mg}} = 4{,}65 \cdot 10^5\ \text{mol Mg} \end{array}\right\} \rightarrow \frac{4{,}65 \cdot 10^5\ \text{mol Mg}}{1{,}835 \cdot 10^5\ \text{mol } TiCl_4} = 2{,}53$$

como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es mayor que 2, quiere decir que queda Mg sin reaccionar, por lo que el $TiCl_4$ es el reactivo limitante que determina las cantidades que reaccionan y se obtienen.

Relacionando $TiCl_4$ con Ti se obtiene la cantidad que se obtiene:

$$1{,}835 \cdot 10^5\ \text{mol } TiCl_4 \cdot \frac{1\ \text{mol Ti}}{1\ \text{mol } TiCl_4} \cdot \frac{70{,}0\ \text{mol Ti (real)}}{100\ \text{mol Ti (teórico)}} \cdot \frac{50{,}9\ \text{g Ti}}{1\ \text{mol Ti}} \cdot \frac{1\ \text{t Ti}}{10^6\ \text{g Ti}} = 6{,}54\ \text{t Ti}$$

c) Relacionando Ti con el mineral rutilo:

$$1{,}00\ \text{t Ti} \cdot \frac{10^6\ \text{g Ti}}{1{,}00\ \text{t Ti}} \cdot \frac{1\ \text{mol Ti}}{50{,}9\ \text{g Ti}} \cdot \frac{1\ \text{mol } TiO_2}{1\ \text{mol Ti}} \cdot \frac{82{,}9\ \text{g } TiO_2}{1\ \text{mol } TiO_2} \cdot \frac{100\ \text{g rutilo}}{96{,}0\ \text{g } TiO_2} \cdot \frac{1\ \text{t rutilo}}{10^6\ \text{g rutilo}} = 1{,}70\ \text{t rutilo}$$

d) Relacionando el Ti con la aleación se obtiene composición de esta es:

$$\frac{1{,}00\ \text{t Ti}}{1{,}60\ \text{t aleación}} \cdot 100 = 62{,}5\ \%\ \text{Ti} \qquad \rightarrow \qquad (100 - 62{,}5)\ \% = 37{,}5\ \%\ \text{Al}$$

6.41. El bismuto, situado en el grupo 15 de la tabla periódica de los Elementos Químicos, con número atómico 83 y símbolo químico Bi, es uno de los 10 metales conocidos desde la antigüedad. En los primeros tiempos, se le confundía, por su parecido, con el estaño y el plomo, y los mineros de la antigüedad, de la época de la alquimia, pensaban que se trataba de plata que aún no había terminado de hacerse del todo en la mina, de modo que lo llamaban *tectum argenti* (es decir, "plata haciéndose"). Se trata del elemento no radiactivo más pesado que existe, y no se encuentra de forma natural en el cuerpo humano ni en ninguna forma de vida en general. El bismuto es muy poco tóxico, aunque se trata de un metal pesado y está, en la tabla periódica, rodeado de metales de alta toxicidad y peligrosos para el medio ambiente. La toxicidad del plomo ha llevado a que se prohíba o restrinja su uso en la mayoría de aplicaciones en las que se empleaba, principalmente en la fabricación de proyectiles, dada su elevada densidad, o en la fabricación de aleaciones de bajo punto de fusión. En estos casos, y a pesar de su relativa escasez, el sustituto más habitual es el bismuto.
En estado natural, el bismuto se encuentra en las minas principalmente formando parte del mineral conocido como bismutina, un sulfuro de bismuto de fórmula Bi_2S_3. Normalmente, la bismutina se encuentra en vetas combinadas con otros minerales, y el bismuto se obtiene como coproducto en los procesos de obtención de otros metales, tales como oro, plata o cobre.
La obtención de bismuto en su forma metálica a partir de la bismutina se realiza en dos etapas. En la primera, se lleva a cabo un proceso de tostación de la bismutina en un horno a elevada temperatura y en presencia de aire. En este proceso, se produce la oxidación del Bi_2S_3 con el oxígeno del aire, para formar óxido de bismuto(III) y $SO_2(g)$.
A continuación, en otro horno, se lleva a cabo la etapa de calcinación, también a elevada temperatura, en la que el óxido de bismuto(III) se reduce a bismuto metálico empleando carbón (C(s)). Junto con el metal, se produce en esta reacción el desprendimiento de $CO_2(g)$.
a) Escriba y ajuste las reacciones que tienen lugar en el proceso de tostación de bismutina y en el proceso de calcinación, para obtener el bismuto metálico.
b) Determine el porcentaje en masa de bismuto que contiene la bismutina.
En una planta, se tratan 2,00 toneladas de mineral para obtener bismuto metálico. El contenido de bismutina en el mineral es del 34,0 %, ya que se haya mezclado con otros materiales.
c) Si se alimenta un exceso de oxígeno del 50,0 % con respecto al estequiométrico en el proceso de tostación, determine el volumen de aire, expresado en condiciones normales, que se necesitará emplear.
d) Determine la masa de bismuto que se obtendrá, si el rendimiento de la tostación es del 85,0 % y el de la calcinación del 96,0 %.

(País Vasco 2019)

a) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las diferentes etapas de la obtención del bismuto son:

- Tostación del sulfuro (1ª etapa):

$$2\ Bi_2S_3(s) + 9\ O_2(g) \rightarrow 2\ Bi_2O_3(s) + 6\ SO_2(g)$$

- Calcinación del óxido (2ª etapa):

$$2\ Bi_2O_3(s) + 3\ C(s) \rightarrow 4\ Bi(s) + 3\ CO_2(g)$$

b) El porcentaje de Bi en el Bi_2S_3 es:

$$\frac{2\ mol\ Bi}{1\ mol\ Bi_2S_3} \cdot \frac{209{,}0\ g\ Bi}{1\ mol\ Bi} \cdot \frac{1\ mol\ Bi_2S_3}{466{,}0\ g\ Bi_2S_3} \cdot 100 = 89{,}7\ \%\ Bi$$

c) La cantidad de Bi_2S_3 contenida en el mineral es:

$$2{,}00\ t\ mineral \cdot \frac{10^6\ g\ mineral}{1\ t\ mineral} \cdot \frac{34{,}0\ g\ Bi_2S_3}{100\ g\ mineral} \cdot \frac{1\ mol\ Bi_2S_3}{466{,}0\ g\ Bi_2S_3} = 1{,}46 \cdot 10^3\ mol\ Bi_2S_3$$

Relacionando Bi_2S_3 con O_2 y considerando un 50,0 % en exceso de este:

$$1{,}46{\cdot}10^3\ \text{mol}\ Bi_2S_3 \cdot \frac{9\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol}\ Bi_2S_3} \cdot \frac{150\ \text{mol}\ O_2\ \text{(exceso)}}{100\ \text{mol}\ O_2\ \text{(teórico)}} = 9{,}85{\cdot}10^3\ \text{mol}\ O_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el aire es:

$$V = \frac{(9{,}85{\cdot}10^3\ \text{mol}\ O_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273\ \text{K}}{1\ \text{atm}} \cdot \frac{100\ \text{L aire}}{21{,}0\ \text{L}\ O_2} = 1{,}05{\cdot}10^6\ \text{L aire}$$

c) Relacionando Bi_2S_3 con Bi teniendo en cuenta el rendimiento de cada etapa del proceso:

$$1{,}46{\cdot}10^3\ \text{mol}\ Bi_2S_3 \cdot \frac{2\ \text{mol}\ Bi_2O_3}{2\ \text{mol}\ Bi_2S_3} \cdot \frac{85{,}0\ \text{mol}\ Bi_2O_3\ \text{(real)}}{100\ \text{mol}\ Bi_2O_3\ \text{(teórico)}} = 1{,}24{\cdot}10^3\ \text{mol}\ Bi_2O_3$$

$$1{,}24{\cdot}10^3\ \text{mol}\ Bi_2O_3 \cdot \frac{2\ \text{mol Bi}}{1\ \text{mol}\ Bi_2O_3} \cdot \frac{96{,}0\ \text{mol Bi (real)}}{100\ \text{mol Bi (teórico)}} \cdot \frac{209{,}0\ \text{g Bi}}{1\ \text{mol Bi}} \cdot \frac{1\ \text{t Bi}}{10^6\ \text{g Bi}} = 0{,}498\ \text{t Bi}$$

6.42. Se dispone de 250,0 g de una mezcla que contiene carbonato de sodio y carbonato de potasio, de la cual se desea conocer la cantidad de cada sal presente. Para ello se toma una muestra de 2,500 g y se la hace reaccionar con una disolución de HCl 2 M. A continuación, la disolución resultante se evapora a sequedad obteniéndose 2,728 g de residuo seco, formada por una mezcla de cloruro de potasio y cloruro de sodio.
a) Escriba las ecuaciones químicas ajustadas.
b) Determine las cantidades (en gramos) de cloruro de sodio y de cloruro de potasio presentes en el residuo seco que queda.
c) Calcule las cantidades (en gramos) de carbonato de sodio y de carbonato de potasio que hay en la muestra inicial.
d) El dióxido de carbono obtenido en la reacción se recoge sobre agua. Calcule el volumen (en mL) del gas se habrá formado si se recoge a una temperatura de 24 °C y a una presión de 770 mmHg. La presión de vapor del agua a esa temperatura es de 22,4 mmHg.

(Preselección Valencia 2020)

a-c) Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de ambos carbonatos con HCl son, respectivamente:

$$Na_2CO_3(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow 2\ NaCl(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

$$K_2CO_3(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow 2\ KCl(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

Llamando x e y, respectivamente, a los moles de Na_2CO_3 y K_2CO_3 en la mezcla se puede plantear la siguiente ecuación:

$$x\ \text{mol}\ Na_2CO_3 \cdot \frac{106{,}0\ \text{g}\ Na_2CO_3}{1\ \text{mol}\ Na_2CO_3} + y\ \text{mol}\ K_2CO_3 \cdot \frac{138{,}2\ \text{g}\ K_2CO_3}{1\ \text{mol}\ K_2CO_3} = 2{,}500\ \text{g mezcla}$$

Relacionando estas cantidades con el residuo formado:

$$x\ \text{mol}\ Na_2CO_3 \cdot \frac{2\ \text{mol NaCl}}{1\ \text{mol}\ Na_2CO_3} \cdot \frac{58{,}5\ \text{g NaCl}}{1\ \text{mol NaCl}} + y\ \text{mol}\ K_2CO_3 \cdot \frac{2\ \text{mol KCl}}{1\ \text{mol}\ K_2CO_3} \cdot \frac{74{,}6\ \text{g KCl}}{1\ \text{mol KCl}} = 2{,}728\ \text{g}$$

Resolviendo el sistema formado por ambas ecuaciones se obtiene:

$$x = 1{,}13{\cdot}10^{-2}\ \text{mol}\ Na_2CO_3 \qquad y = 9{,}42{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ K_2CO_3.$$

Las masas de Na_2CO_3 y K_2CO_3 en la mezcla resultante son:

$$1{,}13{\cdot}10^{-2}\ \text{mol}\ Na_2CO_3 \cdot \frac{106{,}0\ \text{g}\ Na_2CO_3}{1\ \text{mol}\ Na_2CO_3} = 1{,}198\ \text{g}\ Na_2CO_3$$

$$9{,}42{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ K_2CO_3 \cdot \frac{138{,}2\ \text{g}\ K_2CO_3}{1\ \text{mol}\ K_2CO_3} = 1{,}302\ \text{g}\ K_2CO_3$$

b) Las masas de NaCl y KCl en la mezcla resultante son:

$$1{,}13{\cdot}10^{-2}\ \text{mol}\ Na_2CO_3 \cdot \frac{2\ \text{mol NaCl}}{1\ \text{mol}\ Na_2CO_3} \cdot \frac{58{,}5\ \text{g NaCl}}{1\ \text{mol NaCl}} = 1{,}322\ \text{g NaCl}$$

$$9{,}42{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ K_2CO_3 \cdot \frac{2\ \text{mol KCl}}{1\ \text{mol}\ K_2CO_3} \cdot \frac{74{,}6\ \text{g KCl}}{1\ \text{mol KCl}} = 1{,}405\ \text{g KCl}$$

d) Relacionando ambos carbonatos con el CO_2 que producen:

$$1{,}13{\cdot}10^{-2}\ \text{mol}\ Na_2CO_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ Na_2CO_3} + 9{,}42{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ K_2CO_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ K_2CO_3} = 2{,}07{\cdot}10^{-2}\ \text{mol}\ CO_2$$

Teniendo en cuenta que el gas está recogido sobre agua y considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa es:

$$V = \frac{2{,}07{\cdot}10^{-2}\ \text{mol} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (24 + 273{,}15)\ \text{K}}{(770 - 22{,}4)\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL}}{1\ \text{L}} = 512\ \text{mL}\ CO_2$$

7. ESTEQUIOMETRÍA Y VALORACIONES ÁCIDO-BASE

7.1. La concentración característica de ácido clorhídrico en el ácido estomacal (jugo gástrico) es aproximadamente de $8{\cdot}10^{-2}$ M. La sensación de "acidez estomacal" se experimenta cuando el contenido del estómago alcanza niveles de, aproximadamente, $1{\cdot}10^{-1}$ M de HCl.
Una tableta de Rolaid (un antiácido) contiene como principio activo $AlNaCO_3(OH)_2$.
Suponga que tiene ingestión ácida y su estómago contiene 800 mL de $1{,}00{\cdot}10^{-1}$ M de HCl, y que al ingerir una tableta de Rolaid la acidez baja a límites normales. ¿Cuantos mg de principio activo contiene la tableta?
(Dato. Los productos de la reacción de neutralización son NaCl, $AlCl_3$, CO_2 y H_2O).

(Asturias 1996)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización del HCl estomacal por acción del antiácido Rolaid es:

$$4\ HCl(aq) + AlNaCO_3(OH)_2(s) \rightarrow NaCl(aq) + AlCl_3(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

▪ La cantidad de HCl que contiene el estómago es:

$$800\ \text{mL HCl 0,100 M} \cdot \frac{0{,}100\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 0,100 M}} = 80{,}0\ \text{mmol HCl}$$

▪ La cantidad de HCl que debería contener el estómago en su nivel normal es:

$$800\ \text{mL HCl 0,0800 M} \cdot \frac{0{,}0800\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 0,0800 M}} = 64{,}0\ \text{mmol HCl}$$

▪ La cantidad de HCl que tiene que neutralizar el Rolaid es:

$$80{,}0\ \text{mmol HCl (total)} - 64{,}0\ \text{mmol HCl (normal)} = 12{,}0\ \text{mmol HCl (exceso)}$$

Relacionando HCl con antiácido:

$$12{,}0\ \text{mmol HCl} \cdot \frac{4\ \text{mmol } AlNaCO_3(OH)_2}{1\ \text{mmol HCl}} \cdot \frac{144\ \text{mg } AlNaCO_3(OH)_2}{1\ \text{mmol } AlNaCO_3(OH)_2} = 432\ \text{mg } AlNaCO_3(OH)_2$$

7.2. Un gramo de un producto alimenticio se ataca siguiendo el método de Kjeldahl con ácido sulfúrico y catalizadores adecuados, con lo que todo el nitrógeno se convierte en sulfato de amonio. Después de una serie de tratamientos, el sulfato de amonio se transforma en amoniaco que se recoge sobre 25 mL de ácido sulfúrico 0,10 M. El exceso de ácido se valora con hidróxido de sodio 0,10 M consumiéndose 7,0 mL del mismo. Calcule:
a) El contenido en nitrógeno del producto.
b) El porcentaje de proteínas en el mismo, si la proporción de nitrógeno en ellas es del 16 %.

(Castilla y León 1999)

a) La cantidad total de H_2SO_4 empleado en ambas reacciones de neutralización es:

$$25\ \text{mL } H_2SO_4\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol } H_2SO_4}{1\ \text{mL } H_2SO_4\ 0{,}10\ \text{M}} = 2{,}5\ \text{mmol } H_2SO_4$$

La ecuación química ajustada correspondiente a la neutralización con NaOH del exceso de H_2SO_4 es:

$$H_2SO_4(aq) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(l)$$

Relacionando NaOH con H_2SO_4se obtiene el exceso de este:

$$7{,}0\ \text{mL NaOH 0,10 M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 0,10 M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol } H_2SO_4}{2\ \text{mmol NaOH}} = 0{,}70\ \text{mmol } H_2SO_4$$

La cantidad de H_2SO_4 utilizado en la digestión del nitrógeno de la proteína es:

$$2{,}5\ \text{mmol } H_2SO_4\ \text{(total)} - 0{,}70\ \text{mmol } H_2SO_4\ \text{(exceso)} = 1{,}8\ \text{mmol } H_2SO_4\ \text{(digestión)}$$

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y NH_3 es:

$$H_2SO_4(aq) + 2\ NH_3(aq) \rightarrow (NH_4)_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(l)$$

Relacionando H_2SO_4 con NH_3 y con N:

$$1{,}8\ \text{mmol}\ H_2SO_4 \cdot \frac{2\ \text{mmol}\ NH_3}{1\ \text{mmol}\ H_2SO_4} \cdot \frac{1\ \text{mmol N}}{1\ \text{mmol}\ NH_3} \cdot \frac{14{,}0\ \text{mg N}}{1\ \text{mmol N}} = 50\ \text{mg N}$$

Relacionando N con proteína:

$$\frac{50\ \text{mg N}}{1{,}0\ \text{g alimento}} \cdot \frac{1\ \text{g N}}{10^3\ \text{mg N}} \cdot \frac{100\ \text{g proteína}}{16\ \text{g N}} \cdot 100 = 31\ \%\ \text{proteína}$$

7.3. Se dispone de una disolución (A) de ácido clorhídrico del 36,0 % en masa y densidad 1,18 g cm^{-3}.
a) Calcule el volumen que hay que añadir de esta disolución a 1,00 L de otra disolución de ácido clorhídrico del 12,0 % en masa y densidad 1,06 g cm^{-3} para que la disolución resultante sea exactamente del 25 % en masa.
b) ¿Qué volumen de disolución A hay que añadir a 500 mL de una disolución de ácido clorhídrico 0,92 M para que la nueva disolución resulte exactamente 1,00 M?
c) ¿Qué volumen de la disolución A se necesita para neutralizar 50 mL de una disolución de hidróxido de sodio que contiene 100 g L^{-1}?

(Murcia 2000) (Cantabria 2015) (Málaga 2018)

a) Llamando B a la disolución de HCl (12,0 %), la masa de 1 L de esta disolución y la cantidad de HCl que contiene son:

$$1{,}00\ \text{L B} \cdot \frac{10^3\ \text{cm}^3\ \text{B}}{1\ \text{L B}} \cdot \frac{1{,}06\ \text{g B}}{1\ \text{cm}^3\ \text{B}} = 1{,}06{\cdot}10^3\ \text{g B}$$

$$1{,}06{\cdot}10^3\ \text{g B} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g HCl}}{100\ \text{g B}} = 127\ \text{g HCl}$$

Las masas de disolución y HCl correspondientes a x cm^3 de disolución A son:

$$x\ \text{cm}^3\ \text{A} \cdot \frac{1{,}18\ \text{g A}}{1\ \text{cm}^3\ \text{A}} = 1{,}18\ x\ \text{g A}$$

$$1{,}18\ x\ \text{A} \cdot \frac{36{,}0\ \text{g HCl}}{100\ \text{g A}} = 0{,}425\ x\ \text{g HCl}$$

Si se mezclan x cm^3 de A con 1,00 L de B y se consideran los volúmenes aditivos, se obtiene una disolución C de concentración 25,0 % en masa:

$$\frac{(127 + 0{,}425\ x)\ \text{g HCl}}{(1{,}06{\cdot}10^3 + 1{,}18\ x)\ \text{g C}} \cdot 100 = 25{,}0\ \% \quad \rightarrow \quad x = 1{,}06{\cdot}10^3\ \text{cm}^3\ \text{A}$$

b) La cantidad de HCl contenido en 500 mL disolución de HCl 0,92 M es:

$$500\ \text{mL HCl 0,92 M} \cdot \frac{1\ \text{L HCl 0,92 M}}{10^3\ \text{mL HCl 0,92 M}} \cdot \frac{0{,}92\ \text{mol HCl}}{1\ \text{L HCl 0,92 M}} = 0{,}46\ \text{mol HCl}$$

La cantidad de HCl contenido en y mL de disolución A es:

$$y\ \text{mL A} \cdot \frac{1{,}18\ \text{g A}}{1\ \text{mL A}} \cdot \frac{36{,}0\ \text{g HCl}}{100\ \text{g A}} \cdot \frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}} = 1{,}16{\cdot}10^{-2}\ y\ \text{mol HCl}$$

Suponiendo volúmenes aditivos, al mezclar ambas disoluciones se debe obtener una disolución de concentración 1,0 M:

$$\frac{(0{,}46 + 1{,}16{\cdot}10^{-2}\ y)\ \text{mol HCl}}{500\ \text{mL HCl 0,92 M} + y\ \text{mL A}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 1{,}0\ \text{M} \quad \rightarrow \quad y = 3{,}8\ \text{mL A}$$

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización entre HCl y NaOH es:

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

La cantidad de NaOH contenido en 50 mL de disolución de NaOH de concentración 100 g L^{-1} es:

$$50\ \text{mL NaOH 100 g L}^{-1} \cdot \frac{1\ \text{L NaOH 100 g L}^{-1}}{10^3\ \text{mL NaOH 100 g L}^{-1}} \cdot \frac{100\ \text{g NaOH}}{1\ \text{L NaOH 100 g L}^{-1}} \cdot \frac{1\ \text{mol NaOH}}{40{,}0\ \text{g NaOH}} = 0{,}13\ \text{mol NaOH}$$

Relacionando NaOH con la disolución A:

$$0{,}13\ \text{mol NaOH} \cdot \frac{1\ \text{mol HCl}}{1\ \text{mol NaOH}} \cdot \frac{1\ \text{mL A}}{1{,}16 \cdot 10^{-2}\ \text{mol HCl}} = 11\ \text{mL A}$$

7.4. Una muestra de 3,0 g de una mezcla de cloruro de amonio, NH_4Cl, y cloruro de sodio, NaCl, se disuelve en 60 cm^3 de una disolución de hidróxido de sodio que contiene 26 g L^{-1} de NaOH. Se hierve la disolución resultante hasta conseguir el desprendimiento de todo el amoniaco formado. El exceso de NaOH se valora, hasta su neutralización, con 24 cm^3 de una disolución de ácido sulfúrico que contiene 39,5 g L^{-1} de H_2SO_4.
Calcule el contenido de cloruro de amonio en la muestra original.

(Murcia 2001) (Granada 2017) (Málaga 2019)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre NaOH y NH_4Cl es:

$$NH_4Cl(s) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + NH_3(g) + H_2O(l)$$

La cantidad de NaOH que reacciona con NH_4Cl se obtienen mediante la diferencia entre la cantidad total y la que se consume con H_2SO_4.

▪ Cantidad total de NaOH que reacciona con ambas sustancias:

$$60\ \text{mL dis} \cdot \frac{1\ \text{L dis}}{10^3\ \text{mL dis}} \cdot \frac{26\ \text{g NaOH}}{1\ \text{L dis}} \cdot \frac{1\ \text{mol NaOH}}{40{,}0\ \text{g NaOH}} \cdot \frac{10^3\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mol NaOH}} = 39\ \text{mmol NaOH}$$

▪ Cantidad de NaOH en exceso que reacciona con H_2SO_4:

La ecuación química correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y NaOH es:

$$H_2SO_4(aq) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(l)$$

Relacionado la disolución de H_2SO_4 de 39,5 g L^{-1} con NaOH:

$$24\ \text{mL dis} \cdot \frac{1\ \text{L dis}}{10^3\ \text{mL dis}} \cdot \frac{39{,}5\ \text{g } H_2SO_4}{1\ \text{L dis}} \cdot \frac{1\ \text{mol } H_2SO_4}{98{,}1\ \text{g } H_2SO_4} \cdot \frac{2\ \text{mol NaOH}}{1\ \text{mol } H_2SO_4} \cdot \frac{10^3\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mol NaOH}} = 19\ \text{mmol NaOH}$$

▪ Cantidad de NaOH que reacciona con NH_4Cl:

$$39\ \text{mmol NaOH (total)} - 19\ \text{mmol NaOH (exceso)} = 20\ \text{mmol NaOH (gastado)}$$

Relacionando NaOH y NH_4Cl:

$$20\ \text{mmol NaOH} \cdot \frac{1\ \text{mmol } NH_4Cl}{1\ \text{mmol NaOH}} \cdot \frac{53{,}5\ \text{mg } NH_4Cl}{1\ \text{mmol } NH_4Cl} \cdot \frac{1\ \text{g } NH_4Cl}{10^3\ \text{mg } NH_4Cl} = 1{,}1\ \text{g } NH_4Cl$$

La riqueza de la muestra es:

$$\frac{1{,}1\ \text{g } NH_4Cl}{3{,}0\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 37\ \%\ NH_4Cl$$

7.5. La industria química utiliza grandes cantidades de ácidos. De hecho entre los diversos productos químicos de más producción de la industria española (tanto orgánicos como inorgánicos) está el ácido nítrico que encuentra sus principales aplicaciones en las industrias de los fertilizantes, explosivos y fabricación de productos químicos.

a) En un frasco comercial de ácido clorhídrico concentrado se leen las siguientes inscripciones:

masa molecular: 36,46 densidad: 1,19 g mL^{-1} riqueza en masa: 36 %

a1) ¿Cuántos mL del ácido se necesitan para preparar 250 mL de disolución de HCl 2,0 M?

a2) ¿Cuántos mL de HCl 2,00 M son necesarios para alcanzar el punto de equivalencia en una titulación de 50,0 mL de hidróxido de amonio 0,500 M? Justifique, cualitativamente si en el punto de equivalencia el pH será ácido, básico o neutro.

b) Se le dio a un estudiante un ácido desconocido, que podía ser ácido acético, (CH_3COOH), ácido pirúvico, ($CH_3COCOOH$) o ácido propiónico, (CH_3CH_2COOH). El estudiante preparó una disolución del ácido desconocido disolviendo 0,100 g del mismo en 50,0 mL de agua. A continuación, valoró la disolución hasta el punto de equivalencia consumiéndose 11,3 mL de una disolución de NaOH 0,100 M. Identifique razonadamente el ácido desconocido.

(Sevilla 2002) (Sevilla 2004) (Sevilla 2005)

a1) La masa de HCl que se necesita para preparar la disolución 2,0 M es:

$$250\ \text{mL HCl 2,0 M} \cdot \frac{1\ \text{L HCl 2,0 M}}{10^3\ \text{mL HCl 2,0 M}} \cdot \frac{2{,}0\ \text{mol HCl}}{1\ \text{L HCl 2,0 M}} \cdot \frac{36{,}46\ \text{g HCl}}{1\ \text{mol HCl}} = 18\ \text{g HCl}$$

Como se dispone de disolución comercial de riqueza 36 %:

$$18\ \text{g HCl} \cdot \frac{100\ \text{g HCl 36 \%}}{36\ \text{g HCl}} \cdot \frac{1\ \text{mL HCl 36 \%}}{1{,}19\ \text{g HCl 36 \%}} = 42\ \text{mL HCl 36 \%}$$

a2) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización es:

$$HCl(aq) + NH_3(aq) \rightarrow NH_4Cl(aq) + H_2O(l)$$

La cantidad de soluto contenido en la disolución básica es:

$$50{,}0\ \text{mL } NH_3\ 0{,}500\ \text{M} \cdot \frac{0{,}500\ \text{mmol } NH_3}{1\ \text{mL } NH_3\ 0{,}500\ \text{M}} = 2{,}50\ \text{mmol } NH_3$$

Relacionando NH_3 y HCl 2,00 M:

$$2{,}50\ \text{mmol } NH_3 \cdot \frac{1\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mmol } NH_3} \cdot \frac{1\ \text{mL HCl 2,00 M}}{2{,}00\ \text{mmol HCl}} = 12{,}5\ \text{mL HCl 2,00 M}$$

Como reaccionan cantidades estequiométricas, en el punto de equivalencia solo hay NH_4Cl:

$$NH_4Cl(aq) \rightarrow NH_4^+(aq) + Cl^-(aq)$$

El ion cloruro no se hidroliza ya que es el conjugado del ácido clorhídrico (ácido fuerte); mientras que el ion amonio es el ácido débil conjugado del amoniaco (base débil) que se hidroliza de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, en esta reacción se producen iones H_3O^+, luego la disolución tiene pH ácido.

b) La ecuación correspondiente a la reacción de neutralización del ácido desconocido HX es:

$$HX(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaX(aq) + H_2O(l)$$

La cantidad de HX neutralizado con NaOH es:

$$11{,}3\ \text{mL NaOH 0,100 M} \cdot \frac{0{,}100\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 0,100 M}} \cdot \frac{1\ \text{mol HX}}{1\ \text{mol NaOH}} = 1{,}13\ \text{mmol HX}$$

Relacionando masa y moles del ácido HX se obtiene su masa molar:

$$\frac{0{,}100\ \text{g HX}}{1{,}13\ \text{mmol HX}} \cdot \frac{10^3\ \text{mmol HX}}{1\ \text{mol HX}} = 88{,}5\ \text{g mol}^{-1}$$

Las masas molares para los ácidos propuestos son:

acético (CH_3COOH)	propiónico (CH_3CH_2COOH)	pirúvico ($CH_3COCOOH$)
$M_r = 60$	$M_r = 74$	$M_r = 88$

Como la masa molar obtenida a partir de la reacción de neutralización coincide con la del ácido pirúvico, quiere decir que esta es la sustancia problema.

(En Sevilla 2004 se propone el mismo problema cambiando el HCl del 36 % por HNO_3 del 60 %).

7.6. La mayoría de las pastillas antiácido contienen, entre otras cosas, una mezcla de carbonato de calcio y carbonato de magnesio. Para calcular el contenido en carbonatos se añade un exceso de ácido clorhídrico, con lo que todo el carbonato se transforma en dióxido de carbono:

$CaCO_3(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow CaCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$

$MgCO_3(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$

A continuación, se valora el exceso de ácido clorhídrico con una disolución de NaOH:

$NaOH(aq) + HCl(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$

Datos de la experiencia:

Peso de la pastilla antiácido: 1,4576 g

Peso del fragmento de pastilla utilizado en el análisis: 0,3515 g

Disolución de ácido clorhídrico: 0,180 M

Disolución de hidróxido de sodio: 0,100 M

Procedimiento:

Se introduce el fragmento de pastilla en un matraz Erlenmeyer de 250 mL y se añaden 25,0 mL de disolución de HCl 0,180 M. Con ayuda de una varilla agitadora se disuelve la muestra. Se añaden tres gotas de disolución de rojo congo, que es un indicador ácido-base que toma color violeta en medio ácido y color rosa en medio básico, y se valora con disolución de NaOH hasta que el indicador vire del color violeta a rosa. En la experiencia se consumieron 7,30 mL de esta disolución. Calcule:

a) Moles de carbonato de contenidos en la muestra utilizada para el análisis.

b) Moles de carbonato de contenidos en una pastilla.

c) Gramos de carbonato de calcio y de magnesio contenidos en una pastilla, sabiendo que del peso total de carbonatos el 89,47 % corresponde a carbonato de calcio y el 10,53 % restante a carbonato de magnesio.

(Valencia 2004)

---

a) La cantidad total de HCl añadido es:

$$25{,}0\ \text{mL HCl 0,180 M} \cdot \frac{0{,}180\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 0,180 M}} = 4{,}50\ \text{mmol HCl}$$

▪ La cantidad de HCl en exceso (reacciona con NaOH) es:

$$7{,}30\ \text{mL NaOH 0,100 M} \cdot \frac{0{,}100\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 0,100 M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mmol NaOH}} = 0{,}730\ \text{mol HCl}$$

▪ La cantidad de HCl que reacciona con el carbonato es:

$$(4{,}50 - 0{,}730)\ \text{mmol HCl} = 3{,}80\ \text{mmol HCl}$$

La cantidad de carbonato contenido en la muestra es:

$$3{,}80\ \text{mmol HCl} \cdot \frac{1\ \text{mmol } CO_3^{2-}}{2\ \text{mmol HCl}} = 1{,}90\ \text{mmol } CO_3^{2-}$$

b) Relacionando pastilla antiácido con el CO_3^{2-} que contiene la muestra se obtiene la cantidad de este en la pastilla:

$$1{,}4576\ \text{g pastilla} \cdot \frac{1{,}9\ \text{mmol } CO_3^{2-}}{0{,}3515\ \text{g pastilla}} = 7{,}9\ \text{mmol } CO_3^{2-}$$

c) Llamando x e y, respectivamente, a las masas de $CaCO_3$ y $MgCO_3$ contenidas en la pastilla antiácido y relacionándolas con los moles de carbonato correspondientes:

$$\left.\begin{array}{l} x\ \text{mg}\ CaCO_3 \cdot \dfrac{1\ \text{mmol}\ CaCO_3}{100{,}1\ \text{mg}\ CaCO_3} \cdot \dfrac{1\ \text{mmol}\ CO_3^{2-}}{1\ \text{mmol}\ CaCO_3} = \dfrac{x}{100}\ \text{mmol}\ CO_3^{2-} \\ y\ \text{mg}\ MgCO_3 \cdot \dfrac{1\ \text{mmol}\ MgCO_3}{84{,}3\ \text{mg}\ MgCO_3} \cdot \dfrac{1\ \text{mmol}\ CO_3^{2-}}{1\ \text{mmol}\ MgCO_3} = \dfrac{y}{84{,}3}\ \text{mmol}\ CO_3^{2-} \end{array}\right\} \rightarrow \frac{x}{100{,}1} + \frac{y}{84{,}3} = 7{,}90$$

Conocida la razón másica de los carbonatos en la pastilla se puede plantear el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\frac{x}{100{,}1} + \frac{y}{84{,}3} = 7{,}90\ \text{mmol}\ CO_3^{2-}$$

$$\frac{x\ \text{mg}\ CaCO_3}{y\ \text{mg}\ MgCO_3} = \frac{89{,}47\ \text{mg}\ CaCO_3}{10{,}53\ \text{mg}\ MgCO_3}$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones, se obtiene que las masas de las dos sustancias en una pastilla son:

$x = 686\ \text{mg}\ CaCO_3$ $\qquad$ $y = 81{,}0\ \text{mg}\ MgCO_3$

7.7. El sulfato de amonio se obtiene industrialmente burbujeando amoniaco gaseoso a través de ácido sulfúrico diluido, según la siguiente ecuación:

$2\ NH_3(g) + H_2SO_4(aq) \rightarrow (NH_4)_2SO_4(aq)$

Calcule:

a) El volumen de amoniaco, a 20 °C y 700 mmHg, necesario para obtener 50 kg de sulfato de amonio del 80 % de riqueza en masa.

b) El volumen de ácido sulfúrico del 50 % de riqueza en masa y densidad 1,40 g mL^{-1} que se consumirá en dicha preparación.

(Cádiz 2004)

La cantidad de $(NH_4)_2SO_4$ a obtener es:

$$50\ \text{kg}\ (NH_4)_2SO_4\ 80\ \% \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4\ 80\ \%}{1\ \text{kg}\ (NH_4)_2SO_4\ 80\ \%} \cdot \frac{80\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4}{100\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4\ 80\ \%} = 4{,}0{\cdot}10^4\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4$$

$$4{,}0{\cdot}10^4\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4}{132{,}0\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4} = 3{,}0{\cdot}10^2\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4$$

a) Relacionando $(NH_4)_2SO_4$ con NH_3:

$$3{,}0{\cdot}10^2\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4 \cdot \frac{2\ \text{mol}\ NH_3}{1\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4} = 6{,}0{\cdot}10^2\ \text{mol}\ NH_3$$

Suponiendo comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(6{,}0{\cdot}10^2\ \text{mol}\ NH_3) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15)\ \text{K}}{700\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 1{,}6{\cdot}10^4\ \text{L}\ NH_3$$

b) Relacionando $(NH_4)_2SO_4$ con H_2SO_4:

$$3{,}0{\cdot}10^2\ (NH_4)_2SO_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4} \cdot \frac{98{,}1\ \text{g}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4} = 2{,}9{\cdot}10^4\ \text{g}\ H_2SO_4$$

Como se dispone de una disolución de H_2SO_4 de riqueza 50 %:

$$2{,}9{\cdot}10^4\ \text{g}\ H_2SO_4 \cdot \frac{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 50\ \%}{50\ \text{g}\ H_2SO_4} = 5{,}8{\cdot}10^4\ \text{g}\ H_2SO_4\ 50\ \%$$

$$5{,}8{\cdot}10^4\ \text{g}\ H_2SO_4\ 50\ \% \cdot \frac{1\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 50\ \%}{1{,}40\ \text{g}\ H_2SO_4\ 50\ \%} \cdot \frac{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ 50\ \%}{10^3\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 50\ \%} = 41\ \text{L}\ H_2SO_4\ 50\ \%$$

7.8. El $CaCO_3$ se utiliza en muchos productos, por ejemplo, en la fabricación de papel para darle brillo, opacidad, suavidad y capacidad de absorber bien la tinta. También se utiliza como material de relleno de plásticos, caucho y adhesivos, así como en alimentos, cosmética y fármacos.
La acción de los ácidos sobre el $CaCO_3$ descompone este material liberando CO_2 según la siguiente ecuación química (en la que se ja elegido el HCl como ácido reactivo):

$$CaCO_3 + 2\ HCl \rightarrow CO_2 + CaCl_2 + H_2O$$

Una muestra de 0,4348 g de mármol ($CaCO_3$ que contiene SiO_2 como impureza) se trata con 50,0 mL de HCl 0,136 M. Después de expulsar por ebullición el CO_2 originado, el exceso de ácido clorhídrico consume 5,45 mL de hidróxido de sodio 0,13923 M para su neutralización. Calcule el porcentaje de $CaCO_3$ y de SiO_2 en el mármol.

(Sevilla 2005)

▪ La cantidad total de HCl que se utiliza para tratar el mármol es:

$$50{,}0\ \text{mL HCl 0,136 M} \cdot \frac{0{,}136\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 0,136 M}} = 6{,}80\ \text{mmol HCl}$$

El HCl en exceso se neutraliza con NaOH de acuerdo la con reacción que muestra la ecuación química:

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

▪ La cantidad de HCl neutralizado con NaOH es:

$$5{,}45\ \text{mL NaOH 0,13923 M} \cdot \frac{0{,}13923\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 0,13923 M}} \cdot \frac{1\ \text{mol HCl}}{1\ \text{mol NaOH}} = 0{,}759\ \text{mmol HCl}$$

▪ Realizando un balance de materia de HCl se obtiene la cantidad de este que ha reaccionado con $CaCO_3$:

$$6{,}80\ \text{mmol HCl (total)} - 0{,}759\ \text{mmol HCl (NaOH)} = 6{,}04\ \text{mmol HCl (}CaCO_3\text{)}$$

Relacionando HCl con $CaCO_3$:

$$6{,}04\ \text{mmol HCl} \cdot \frac{1\ \text{mmol CaCO}_3}{2\ \text{mmol HCl}} \cdot \frac{100{,}1\ \text{mg CaCO}_3}{1\ \text{mmol CaCO}_3} \cdot \frac{1\ \text{g CaCO}_3}{10^3\ \text{mg CaCO}_3} = 0{,}302\ \text{g CaCO}_3$$

La riqueza en $CaCO_3$ del mármol es:

$$\frac{0{,}302\ \text{mg CaCO}_3}{0{,}4348\ \text{g mármol}} \cdot 100 = 69{,}5\ \%\ CaCO_3 \quad \rightarrow \quad \text{resto: } 30{,}5\ \%\ SiO_2$$

7.9. Calcule la cantidad de hidróxido de sodio que hay en una disolución, sabiendo que 100 mL de la misma necesitan, para ser neutralizados, 76 mL de ácido sulfúrico 1,0 M.

(Canarias 2006)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y NaOH es:

$$H_2SO_4(aq) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(l)$$

Relacionando H_2SO_4 con la disolución de NaOH:

$$76\ \text{mL } H_2SO_4\ 1{,}0\ \text{M} \cdot \frac{1{,}0\ \text{mol } H_2SO_4}{10^3\ \text{mL } H_2SO_4\ 1{,}0\ \text{M}} \cdot \frac{2\ \text{mol NaOH}}{1{,}0\ \text{mol } H_2SO_4} \cdot \frac{40{,}0\ \text{g NaOH}}{1\ \text{mol NaOH}} = 6{,}1\ \text{g NaOH}$$

7.10. El método Kjeldahl puede ser utilizado para determinar el contenido de nitrógeno en una materia orgánica. Consiste en el tratamiento de la muestra a analizar con ácido sulfúrico concentrado y caliente. Mediante este tratamiento todo el nitrógeno de la muestra se transforma en ion amonio. Posteriormente, se agrega hidróxido de sodio concentrado, con lo que los iones amonio se convierten en amoniaco. A continuación, se lleva a cabo una destilación de la disolución recogiéndose el amoniaco formado sobre una disolución de ácido clorhídrico cuya concentración y volumen se conoce. El exceso de ácido se valora con hidróxido de sodio de concentración conocida.
Por tanto, en resumen, el método consiste:
1) Conversión del del nitrógeno orgánico en NH_4^+
2) Transformación del NH_4^+ en NH_3
3) Reacción del NH_3 con HCl en exceso
4) Valoración del exceso de HCl con NaOH
Teniendo en cuenta lo anterior, se desea determinar el contenido de nitrógeno de una muestra de trigo mediante el método Kjeldahl. Para ello, se pesa una muestra de 0,2515 g de grano. Después del tratamiento con H_2SO_4 y NaOH, el NH_3 formado se recoge sobre 50,00 mL de HCl 0,1010 M. El exceso de HCl se valora con 19,30 mL de NaOH 0,1050 M.
a) Escriba la reacción entre el ácido clorhídrico y el amoniaco.
b) Escriba la reacción entre el ácido clorhídrico y el hidróxido de sodio.
c) ¿Cuántos moles de NH_3 genera la muestra?
d) ¿Qué porcentaje de nitrógeno contiene el trigo analizado?
¿Qué volumen de ácido clohídrico (36,8 % de riqueza y 1,19 g cm^{-3} de densidad) es necesario utilizar para preparar 0,500 L de la disolución 0,1010 M?

(País Vasco 2007)

---

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NH_3 es:

$$HCl(aq) + NH_3(aq) \rightarrow NH_4Cl(aq) + H_2O(l)$$

b) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NaOH es:

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

c) Para calcular la cantidad de NH_3 en la muestra es necesario hacer un balance de materia con el HCl:

$$\text{mmol HCl (total)} = \text{mmol HCl (gastado con NaOH)} + \text{mmol HCl (gastado con } NH_3\text{)}$$

▪ La cantidad de HCl total:

$$50{,}00 \text{ mL HCl } 0{,}1010 \text{ M} \cdot \frac{0{,}1010 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0{,}1010 \text{ M}} = 5{,}050 \text{ mmol HCl}$$

▪ La cantidad de HCl gastado con NaOH:

$$19{,}30 \text{ mL NaOH } 0{,}1050 \text{ M} \cdot \frac{0{,}1050 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0{,}1050 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mmol NaOH}} = 2{,}027 \text{ mmol HCl}$$

▪ La cantidad de HCl gastado con NH_3:

$$5{,}050 \text{ mmol HCl (total)} - 2{,}027 \text{ mmol HCl (gastado con NaOH)} = 3{,}023 \text{ mmol HCl (gastado con } NH_3\text{)}$$

Relacionando HCl con NH_3:

$$3{,}023 \text{ mmol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mmol } NH_3}{1 \text{ mmol HCl}} = 3{,}023 \text{ mmol } NH_3$$

d) El porcentaje de nitrógeno en la muestra de trigo es:

$$\frac{3{,}023 \text{ mmol } NH_3}{0{,}2515 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mmol N}}{1 \text{ mmol } NH_3} \cdot \frac{14{,}00 \text{ mg N}}{1 \text{ mmol N}} \cdot \frac{1 \text{ g N}}{10^3 \text{ mg N}} \cdot 100 = 16{,}83 \text{ \% N}$$

e) La cantidad de HCl necesario para preparar la disolución propuesta es:

$$0{,}500 \text{ L HCl } 0{,}1010 \text{ M} \cdot \frac{0{,}1010 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 0{,}1010 \text{ M}} \cdot \frac{36{,}5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 1{,}84 \text{ g HCl}$$

Como se dispone de HCl de riqueza 36,8 %:

$$1{,}84\ \text{g HCl} \cdot \frac{100\ \text{g HCl 36,8 \%}}{36{,}8\ \text{g HCl}} \cdot \frac{1\ \text{cm}^3\ \text{HCl 36,8 \%}}{1{,}19\ \text{g HCl 36,8 \%}} = 4{,}21\ \text{cm}^3\ \text{HCl 36,8 \%}$$

7.11. Se usa el término de roca caliza para nombrar a aquélla formada principalmente por carbonato de calcio. Normalmente son rocas de origen sedimentario formadas a partir de los depósitos de esqueletos carbonatados en los fondos de los océanos. Cuando tienen alta proporción de carbonato de magnesio se denominan dolomitas. La roca se disuelve lentamente en las aguas aciduladas por lo que el agua de lluvia, océanos y ríos (ligeramente ácidas) provoca la disolución de la caliza, creando un tipo de meteorización característica denominada kárstica o cárstica. En Asturias, en especial en la zona oriental, se pueden encontrar bellos ejemplos de estas formaciones cársticas. Las calizas tienen innumerables aplicaciones industriales siendo quizás la más importante la obtención de cemento.
Al laboratorio de la cementera de Aboño (Gijón) ha llegado una muestra de mineral calizo para determinar su riqueza en carbonato de calcio. Una muestra de 0,490 g se disuelve en 50,0 mL de HCl 0,150 M. Esto supone un exceso de ácido y este consume en una valoración 4,85 mL de NaOH 0,125 M.
a) ¿Cuál es el porcentaje de carbonato de calcio que contiene la muestra?
b) ¿Qué volumen de dióxido de carbono se desprende, en condiciones estándar, al disolver los 0,490 g de muestra?
c) Describa el procedimiento experimental para valorar el exceso de HCl con NaOH. Señale razonadamente cuál será el indicador más adecuado como indicador del punto final de esta volumetría.

Indicador	Intervalo de viraje
Rojo de metilo	4,4-6,2
Azul de bromotimol	6,0-7,6
Fenolftaleína	8,2-9,8

(Asturias 2008)

a) Las ecuaciones químicas correspondientes a la reacción del HCl con NaOH y $CaCO_3$ son:

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

$$2\ HCl(aq) + CaCO_3(s) \rightarrow CaCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

▪ La cantidad total de HCl que reacciona con ambas bases es:

$$50{,}0\ \text{mL HCl 0,150 M} \cdot \frac{0{,}150\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 0,150 M}} = 7{,}50\ \text{mmol HCl}$$

▪ La cantidad de HCl en exceso que reacciona con NaOH es:

$$4{,}85\ \text{mL NaOH 0,125 M} \cdot \frac{0{,}125\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 0,125 M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mmol NaOH}} = 6{,}06\ \text{mmol HCl}$$

▪ La cantidad de HCl que reacciona con $CaCO_3$ es:

$$7{,}50\ \text{mmol HCl (total)} - 6{,}06\ \text{mmol HCl (exceso)} = 6{,}89\ \text{mmol HCl (reaccionado)}$$

Relacionando HCl con $CaCO_3$:

$$6{,}89\ \text{mmol HCl} \cdot \frac{1\ \text{mmol CaCO}_3}{2\ \text{mmol HCl}} \cdot \frac{100{,}1\ \text{mg CaCO}_3}{1\ \text{mmol CaCO}_3} = 345\ \text{mg CaCO}_3$$

Relacionando $CaCO_3$ con caliza se obtiene la riqueza:

$$\frac{345\ \text{mg CaCO}_3}{0{,}490\ \text{g caliza}} \cdot \frac{1\ \text{g caliza}}{10^3\ \text{g caliza}} \cdot 100 = 70{,}3\ \%\ \text{CaCO}_3$$

b) Relacionando $CaCO_3$ con CO_2:

$$345\ \text{mg CaCO}_3 \cdot \frac{1\ \text{mmol CaCO}_3}{100{,}1\ \text{mg CaCO}_3} \cdot \frac{1\ \text{mmol CO}_2}{1\ \text{mmol CaCO}_3} = 3{,}45\ \text{mmol CO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(3{,}45\ \text{mmol}\ CO_2)\cdot(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(25+273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}}\cdot\frac{1\ \text{mol}}{10^3\ \text{mmol}} = 0{,}0843\ \text{L}\ CO_2$$

c) Se coloca el NaOH(aq) en una bureta y se va añadiendo al matraz Erlenmeyer que contiene la disolución de HCl hasta que cambie de color el indicador ácido-base seleccionado.

La sustancia presente al final de la valoración es el cloruro de sodio, NaCl, que en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + Na^+(aq)$$

- El ion Na^+, es el conjugado de la base fuerte NaOH y no se hidroliza.
- El ion Cl^- es el conjugado del ácido fuerte HCl y no se hidroliza.

La disolución resultante es neutra (pH = 7) ya que los únicos iones H_3O^+ y OH^- presentes en la misma los suministra el H_2O.

El indicador azul de bromotimol (6,0 – 7,6) es el que tiene una zona de viraje que incluye el pH del punto de equivalencia de la volumetría, por lo que será el más apropiado para esta valoración.

7.12. 100 mL de una disolución de H_2SO_4 se neutralizan con 25 mL de una disolución 2,0 M de $Al(OH)_3$ ¿Cuál será la concentración de H_2SO_4?

(Canarias 2009)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre $Al(OH)_3$ y H_2SO_4 es:

$$2\ Al(OH)_3(aq) + 3\ H_2SO_4(aq) \rightarrow 2\ Al_2(SO_4)_3(aq) + 3\ H_2O(l)$$

La cantidad de $Al(OH)_3$ a neutralizar es:

$$25\ \text{mL}\ Al(OH)_3\ 2{,}0\ \text{M}\cdot\frac{2{,}0\ \text{mmol}\ Al(OH)_3}{1\ \text{mL}\ Al(OH)_3\ 2{,}0\ \text{M}} = 50\ \text{mmol}\ Al(OH)_3$$

Relacionando $Al(OH)_3$ con H_2SO_4 se obtiene la concentración molar de esta disolución:

$$\frac{50\ \text{mmol}\ Al(OH)_3}{100\ \text{mL}\ H_2SO_4}\cdot\frac{3\ \text{mmol}\ H_2SO_4}{2\ \text{mmol}\ Al(OH)_3} = 0{,}75\ \text{mol L}^{-1}$$

7.13. En una vasija de 2.560 mL de capacidad se introdujeron 50 mL de disolución de hidróxido de bario y se tapó inmediatamente. A continuación, se agitó durante unos minutos hasta que todo el dióxido de carbono presente en el aire reaccionó con el hidróxido de bario. Finalmente, la disolución resultante se valoró con ácido oxálico, $H_2C_2O_4$, 0,0100 M, consumiéndose 58,4 mL.
Por otra parte, el mismo volumen de hidróxido de bario se valoró en ausencia de aire con el mismo ácido consumiéndose 63,2 mL.
Si la presión en el interior de la vasija era de 760 mmHg y la temperatura 20 °C, calcule el porcentaje en volumen de dióxido de carbono en el interior de la vasija.
¿Qué indicador debería usarse para la valoración del hidróxido de bario con el ácido oxálico, uno que vire en un intervalo de pH entre 3,5 y 6,2 o bien otro que vire entre 7,6 y 9,5? ¿Por qué?

(Asturias 2010)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $Ba(OH)_2$ y CO_2 es:

$$Ba(OH)_2(aq) + CO_2(g) \rightarrow BaCO_3(s) + H_2O(l)$$

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $Ba(OH)_2$ y $H_2C_2O_4$ es:

$$Ba(OH)_2(aq) + H_2C_2O_4(aq) \rightarrow BaC_2O_4(aq) + 2\ H_2O(l)$$

- La cantidad de $Ba(OH)_2$ que hay en la vasija antes de la reacción con CO_2 es:

$$63{,}2\ \text{mL}\ H_2C_2O_4\ 0{,}0100\ \text{M}\cdot\frac{0{,}0100\ \text{mmol}\ H_2C_2O_4}{1\ \text{mL}\ H_2C_2O_4\ 0{,}0100\ \text{M}}\cdot\frac{1\ \text{mmol}\ Ba(OH)_2}{1\ \text{mmol}\ H_2C_2O_4} = 0{,}632\ \text{mmol}\ Ba(OH)_2$$

▪ La cantidad de $Ba(OH)_2$ que queda en la vasija después de la reacción con CO_2 es:

$$58{,}4\ \text{mL}\ H_2C_2O_4\ 0{,}0100\ \text{M} \cdot \frac{0{,}0100\ \text{mmol}\ H_2C_2O_4}{1\ \text{mL}\ H_2C_2O_4\ 0{,}0100\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ Ba(OH)_2}{1\ \text{mmol}\ H_2C_2O_4} = 0{,}584\ \text{mmol}\ Ba(OH)_2$$

▪ La cantidad de $Ba(OH)_2$ que reacciona con CO_2 es:

$$0{,}632\ \text{mmol}\ Ba(OH)_2\ \text{(antes)} - 0{,}584\ \text{mmol}\ Ba(OH)_2\ \text{(después)} = 0{,}0490\ \text{mmol}\ Ba(OH)_2\ \text{(reaccionado)}$$

Relacionando $Ba(OH)_2$ con CO_2 se obtiene la cantidad de este en la vasija:

$$(0{,}632 - 0{,}583)\ \text{mmol}\ Ba(OH)_2 \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ CO_2}{1\ \text{mmol}\ Ba(OH)_2} = 0{,}0490\ \text{mmol}\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, la cantidad de aire en la vasija es:

$$n = \frac{760\ \text{mmHg} \cdot 2.560\ \text{mL}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} \cdot \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} = 0{,}106\ \text{mol aire}$$

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), en una mezcla gaseosa coinciden la composición molar y la volumétrica. Relacionando ambas cantidades de gas se obtiene el porcentaje de CO_2 en la vasija:

$$\frac{0{,}0490\ \text{mmol}\ CO_2}{0{,}106\ \text{mol aire}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{10^3\ \text{mmol}\ CO_2} \cdot 100 = 0{,}0462\ \%\ CO_2$$

La sustancia que queda al final de la valoración de $Ba(OH)_2$ con $H_2C_2O_4$ es BaC_2O_4, una sal que se encuentra parcialmente disociada en iones de acuerdo con la ecuación:

$$BaC_2O_4(aq) \leftrightarrows Ba^{2+}(aq) + C_2O_4^{2-}(aq)$$

El Ba^{2+} es el conjugado de la base fuerte $Ba(OH)_2$ y no se hidroliza.

El $C_2O_4^{2-}$ es la base conjugada débil del ácido débil $H_2C_2O_4$ y se hidroliza de acuerdo con la ecuación:

$$C_2O_4^{2-}(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HC_2O_4^-(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, al final de la reacción se producen iones OH^-, lo cual quiere decir que se trata de un medio básico, por lo que debe utilizarse un indicador que vire en ese medio. De los dos indicadores propuestos, el más adecuado es aquel cuya zona de viraje de pH esté comprendida entre $7{,}6 - 9{,}5$.

7.14. Se dispone de disolución de ácido clorhídrico del 36,0 % de riqueza y densidad 1,18 g mL^{-1}.
a) ¿Qué volumen de la misma se necesita para preparar 2,00 L de disolución 3,00 M?
b) La disolución 3,00 M se añade gota a gota a una disolución que contiene carbonato de sodio y se observa que la reacción es completa justamente cuando se han añadido 40,0 mL de ácido, ¿cuántos gramos de carbonato de sodio había en el vaso?
c) ¿Qué volumen de gas, medido en condiciones normales, se ha desprendido?
d) ¿Qué ocurrirá si ese gas se hace llegar a una disolución que contiene hidróxido de bario?

(Murcia 2014)

a) La cantidad de HCl necesario para preparar la disolución propuesta es:

$$2{,}00\ \text{L HCl}\ 3{,}00\ \text{M} \cdot \frac{3{,}00\ \text{mol HCl}}{1\ \text{L HCl}\ 3{,}00\ \text{M}} \cdot \frac{36{,}5\ \text{g HCl}}{1\ \text{mol HCl}} = 219\ \text{g HCl}$$

Como se dispone de HCl de riqueza 36,0 % de riqueza:

$$219\ \text{g HCl} \cdot \frac{100\ \text{g HCl}\ 36{,}0\ \%}{36{,}0\ \text{g HCl}} \cdot \frac{1\ \text{mL HCl}\ 36{,}0\ \%}{1{,}18\ \text{g HCl}\ 36{,}0\ \%} = 516\ \text{mL HCl}\ 36{,}0\ \%$$

b) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Na_2CO_3 y HCl es:

$$Na_2CO_3(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow 2\ NaCl(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

Relacionando HCl con Na_2CO_3:

$$40{,}0\ \text{mL HCl}\ 3{,}00\ \text{M} \cdot \frac{3{,}00\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl}\ 3{,}00\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ Na_2CO_3}{2\ \text{mmol HCl}} = 60{,}0\ \text{mmol}\ Na_2CO_3$$

La masa de Na_2CO_3 que contiene la disolución es:

$$60{,}0\ \text{mmol}\ Na_2CO_3 \cdot \frac{106{,}0\ \text{mg}\ Na_2CO_3}{1\ \text{mmol}\ Na_2CO_3} \cdot \frac{1\ \text{g}\ Na_2CO_3}{10^3\ \text{mg}\ Na_2CO_3} = 6{,}36\ \text{g}\ Na_2CO_3$$

c) Relacionando HCl con CO_2:

$$40{,}0\ \text{mL HCl 3,00 M} \cdot \frac{3{,}00\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 3,00 M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ CO_2}{2\ \text{mmol HCl}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{10^3\ \text{mmol}\ CO_2} = 0{,}0600\ \text{mol}\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el gas es:

$$V = \frac{(0{,}0600\ \text{mol}\ CO_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 1{,}34\ \text{L}\ CO_2$$

d) Al ser absorbido el CO_2 por el $Ba(OH)_2$ se produce una reacción de neutralización de acuerdo con la siguiente ecuación química:

$$CO_2(g) + Ba(OH)_2(aq) \rightarrow BaCO_3(s) + H_2O(l)$$

7.15. A partir de ácido clorhídrico comercial de densidad 1,18 g mL^{-1} y 36 % en masa se desean preparar 500 mL de una de una disolución 0,050 M. Por una mala limpieza, en el matraz de la preparación quedaban 0,50 mL de una disolución anteriormente preparada de NaOH 2,0 M.
a) Indique los cálculos necesarios y el procedimiento a seguir para preparar la disolución de HCl.
b) Calcule los gramos de NaCl que quedarían en el residuo salino formado tras tomar 100 mL del matraz y evaporar todo el disolvente.
c) Calcule la concentración real de la disolución de HCl preparada.
d) Un despiste hace que se derrame un poco (en total 20 mL) de la disolución preparada sobre mármol (formado fundamentalmente por $CaCO_3$) y, como consecuencia, se produce un pequeño burbujeo. ¿Qué gas se forma? Si se está en una habitación soleada a 24 °C y 1 atm, ¿qué volumen de gas se desprende?

(Murcia 2015) (Murcia 2021)

a) La cantidad de HCl necesario para preparar la disolución propuesta es:

$$500\ \text{mL HCl 0,050 M} \cdot \frac{0{,}050\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 0,050 M}} = 25\ \text{mmol HCl}$$

Como se dispone de HCl comercial de riqueza 36 %:

$$25\ \text{mmol HCl} \cdot \frac{1\ \text{mol HCl}}{10^3\ \text{mmol HCl}} \cdot \frac{36{,}5\ \text{g HCl}}{1\ \text{mol HCl}} \cdot \frac{100\ \text{g HCl 36 \%}}{36\ \text{g HCl}} \cdot \frac{1\ \text{mL HCl 36 \%}}{1{,}18\ \text{g HCl 36 \%}} = 2{,}1\ \text{mL HCl 36 \%}$$

El procedimiento experimental para preparar esta disolución es:

- Se llena con agua destilada hasta su mitad un matraz aforado 500 mL.
- Se mide con una pipeta 2,1 mL de HCl de riqueza 36 % y se introducen en el matraz aforado.
- Se agita la mezcla y se completa con agua hasta llegar el aforo, cuidando de añadir la última porción de agua con un cuentagotas.

b) El HCl introducido en el matraz reacciona con el residuo de NaOH que este contenía. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre ambas sustancias es:

$$NaOH(s) + HCl(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

La cantidad de NaOH (impurezas) que había en el interior del matraz es:

$$0{,}50\ \text{mL NaOH 2,0 M} \cdot \frac{2{,}0\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 2,0 M}} = 1{,}0\ \text{mmol NaOH}$$

Relacionando NaOH con NaCl:

$$1{,}0\ \text{mmol NaOH} \cdot \frac{1\ \text{mmol NaCl}}{1\ \text{mmol NaOH}} \cdot \frac{58{,}5\ \text{mg NaCl}}{1\ \text{mmol NaCl}} = 5{,}9\ \text{mg NaCl}$$

Si se ha tomado una porción de 100 mL de disolución, la cantidad de NaCl que contiene es:

$$100\ \text{mL disolución} \cdot \frac{5{,}9\ \text{mg NaCl}}{500\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{1\ \text{g NaCl}}{10^3\ \text{mg NaCl}} = 1{,}2{\cdot}10^{-3}\ \text{g NaCl}$$

c) Relacionando HCl con NaOH:

$$1{,}0\ \text{mmol NaOH} \cdot \frac{1\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mmol NaOH}} = 1{,}0\ \text{mmol HCl}$$

Realizando un balance de HCl:

$$25\ \text{mmol HCl (inicial)} - 1{,}0\ \text{mmol HCl (reaccionado)} = 24\ \text{mmol HCl (final)}$$

Despreciando el volumen residual que había en el matraz aforado, la concentración molar real de la disolución preparada es:

$$\frac{24\ \text{mmol HCl}}{500\ \text{mL disolución}} = 0{,}048\ \text{mol L}^{-1}$$

d) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $CaCO_3$ y HCl es:

$$CaCO_3(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow CaCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

Se produce una reacción de neutralización entre $CaCO_3$ y HCl y el gas que se desprende es el dióxido de carbono (CO_2).

Relacionando HCl con CO_2:

$$20\ \text{mL HCl 0,048 M} \cdot \frac{1\ \text{L HCl 0,048 M}}{10^3\ \text{mL HCl 0,048 M}} \cdot \frac{0{,}048\ \text{mol HCl}}{1\ \text{L HCl 0,048 M}} \cdot \frac{1\ \text{mol CO}_2}{2\ \text{mol HCl}} = 4{,}8{\cdot}10^{-4}\ \text{mol CO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el gas es:

$$V = \frac{(4{,}8{\cdot}10^{-4}\ \text{mol CO}_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (24 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 0{,}012\ \text{L CO}_2$$

7.16. Un estudiante derrama sobre su mesa de trabajo el contenido de una disolución ácida durante el desarrollo de un experimento. En la etiqueta lee que la concentración de la disolución es de 0,100 g mL^{-1}. El nombre del ácido se ha borrado así que para averiguar de qué ácido se trata, coloca 5,00 mL de la disolución ácida en un matraz y le agrega NaOH hasta que se neutraliza por completo. El ácido requiere 0,5479 g de NaOH para su completa neutralización.
a) Calcule la masa molecular del ácido que se derramó.
b) ¿Cuál de los siguientes ácidos, habituales en el laboratorio, fue el que se derramó: H_2SO_4, HCl o HNO_3.
c) Escriba las ecuaciones ajustadas de las reacciones de NaOH con cada uno de los ácidos.
d) Si en total se derramaron 200 mL de ácido, ¿cuántos gramos de NaOH será necesario uitlizar para neutralizar la totalidad del ácido?

(Jaén 2017)

a-b-c) Llamando HX al ácido desconocido, la cantidad de ácido contenida en la muestra es:

$$5{,}00\ \text{mL HX 0,100 g mL}^{-1} \cdot \frac{0{,}100\ \text{g HA}}{1{,}00\ \text{mL HX 0,100 g mL}^{-1}} \cdot \frac{10^3\ \text{mg HX}}{1\ \text{g HX}} = 500\ \text{mg HX}$$

La cantidad de NaOH que se consume en la neutralización de la muestra ácida es:

$$0{,}5479\ \text{g NaOH} \cdot \frac{10^3\ \text{mg NaOH}}{1\ \text{g NaOH}} \frac{1\ \text{mmol NaOH}}{40{,}0\ \text{mg NaOH}} = 13{,}7\ \text{mmol NaOH}$$

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a la reacciones de neutralización de un ácido monoprótico (HCl o HNO_3) y diprótico (H_2SO_4) son:

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

$$HNO_3(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaNO_3(aq) + H_2O(l)$$

$$H_2SO_4(aq) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + H_2O(l)$$

Relacionando la cantidad de NaOH y con la de ácido HX o H_2X se obtiene la masa molar de este:

$$\frac{500\ \text{mg HX}}{13{,}7\ \text{mmol NaOH}} \cdot \frac{1\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mmol HX}} = 36{,}5\ \text{g mol}^{-1}$$

$$\frac{500\ \text{mg } H_2X}{13{,}7\ \text{mmol NaOH}} \cdot \frac{2\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mmol } H_2X} = 73{,}0\ \text{g mol}^{-1}$$

Las masas molares para los ácidos propuestos son:

Ácido HX o H_2X	clorhídrico (HCl)	nítrico (HNO_3)	sulfúrico (H_2SO_4)
Masa molar (g mol^{-1})	36,5	63,0	98,1

Como la masa molar obtenida a partir de la reacción de neutralización coincide con la del ácido clorhídrico, quiere decir que este es ácido desconocido.

d) La cantidad total de NaOH que se necesita para neutralizar todo el ácido es:

$$200\ \text{mL HCl } 0{,}100\ \text{g mL}^{-1} \cdot \frac{13{,}7\ \text{mmol NaOH}}{5{,}00\ \text{mL HCl } 0{,}100\ \text{g mL}^{-1}} \cdot \frac{40{,}0\ \text{mg NaOH}}{1\ \text{mmol NaOH}} \cdot \frac{1\ \text{mg NaOH}}{10^3\ \text{mg NaOH}} = 21{,}9\ \text{g NaOH}$$

7.17. El ácido metanoico, HCOOH, llamado habitualmente ácido fórmico, puede obtenerse de las hormigas. Cuando una hormiga nos pica, nos inyecta aproximadamente 0,0030 mL de ácido fórmico puro, y este líquido que nos ha inyectado se mezcla con 1,0 mL de agua de nuestro cuerpo (suponga que los volúmenes son aditivos).
a) Calcule la concentración de la disolución acuosa de ácido fórmico que se forma en nuestro cuerpo cuando nos pica una hormiga, expresada en mol L^{-1}.
b) Para neutralizar las picaduras de hormiga, se puede utilizar hidrogenocarbonato de sodio, $NaHCO_3$. Escriba la reacción de neutralización que tiene lugar y calcule la masa de $NaHCO_3$ que se necesita para neutralizar el ácido fórmico que nos inyecta la hormiga cuando nos pica una vez.
(Dato. Densidad del ácido fórmico = 1,2 g mL^{-1}).

(Baleares 2020)

a) La cantidad de HCOOH correspondiente a una picadura es:

$$0{,}0030\ \text{mL HCOOH} \cdot \frac{1{,}2\ \text{g HCOOH}}{1\ \text{mL HCOOH}} \cdot \frac{1\ \text{mol HCOOH}}{46{,}0\ \text{g HCOOH}} = 7{,}8{\cdot}10^{-5}\ \text{mol HCOOH}$$

Relacionando HCOOH con el volumen de disolución se obtiene la concentración molar de la misma:

$$\frac{7{,}8{\cdot}10^{-5}\ \text{mol HCOOH}}{(1{,}0 + 0{,}0030)\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 0{,}078\ \text{mol L}^{-1}$$

b) La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre HCOOH y $NaHCO_3$ es:

$$HCOOH(l) + NaHCO_3(s) \rightarrow HCOONa(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

Relacionando HCOOH con $NaHCO_3$:

$$7{,}8{\cdot}10^{-5}\ \text{mol HCOOH} \cdot \frac{1\ \text{mol NaHCO}_3}{1\ \text{mol HCOOH}} \cdot \frac{84{,}0\ \text{g NaHCO}_3}{1\ \text{mol NaHCO}_3} = 6{,}6{\cdot}10^{-3}\ \text{g NaHCO}_3$$

8. ESTEQUIOMETRÍA Y VALORACIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

8.1. Una muestra de 0,500 g de una aleación de hierro, cobre y platino se ataca con ácido clorhídrico quedando un residuo metálico de 0,162 g y una disolución de sales de Fe(II) y Cu(II). Dicha disolución se valora con disolución de permanganato de potasio 0,100 N consumiéndose 40,0 cm^3 de ella. Calcule la composición de la aleación.

(Asturias 1991)

▪ Como el platino es un metal noble que resiste el ataque de los ácidos, el residuo metálico de 0,162 g que queda después tratar la muestra de aleación con HCl es de platino.

El porcentaje de platino en la aleación es:

$$\frac{0{,}162\ \text{g Pt}}{0{,}500\ \text{g aleación}} \cdot 100 = 32{,}4\ \%\ \text{Pt}$$

▪ De los cationes que quedan en disolución después del ataque ácido, Fe^{2+} y Cu^{2+}, este último se encuentra en su máximo estado de oxidación, por lo que el único que puede ser oxidado con $KMnO_4$ es el Fe^{2+}, y lo hace de acuerdo con la reacción que muestra la siguiente ecuación química:

$$MnO_4^- + H^+ + Fe^{2+} \rightarrow Mn^{2+} + Fe^{3+} + H_2O$$

Las semirreaciones que tienen lugar son:

$$\text{reducción: } MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O$$

$$\text{oxidación: } 5\ (Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-)$$

La ecuación global es:

$$MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ Fe^{2+} \rightarrow Mn^{2+} + 5\ Fe^{3+} + 4\ H_2O$$

Considerando que en las reacciones de oxidación-reducción la relación entre normalidad y molaridad de una disolución es:

$$N = M \cdot \text{nº electrones intercambiados} \qquad \rightarrow \qquad M = 0{,}100/5 = 0{,}0200$$

Relacionando la cantidad de $KMnO_4$ consumido con la muestra de Fe^{2+} se obtiene el contenido de este en la muestra:

$$40{,}0\ \text{cm}^3\ KMnO_4\ 0{,}0200\ \text{M} \cdot \frac{0{,}0200\ \text{mmol}\ KMnO_4}{1\ \text{cm}^3\ KMnO_4\ 0{,}0200\ \text{M}} \cdot \frac{5\ \text{mmol}\ Fe^{2+}}{1\ \text{mmol}\ KMnO_4} = 4{,}00\ \text{mmol}\ Fe^{2+}$$

$$4{,}00\ \text{mmol}\ Fe^{2+} \cdot \frac{55{,}8\ \text{mg}\ Fe^{2+}}{1\ \text{mmol}\ Fe^{2+}} \cdot \frac{1\ \text{g}\ Fe^{2+}}{10^3\ \text{mg}\ Fe^{2+}} \cdot \frac{1\ \text{g Fe}}{1\ \text{g}\ Fe^{2+}} = 0{,}223\ \text{g Fe}$$

El porcentaje de hierro en la aleación es:

$$\frac{0{,}223\ \text{g Fe}}{0{,}500\ \text{g aleación}} \cdot 100 = 44{,}6\ \%\ \text{Fe}$$

▪ El resto de la muestra de aleación es cobre:

$$\frac{(0{,}500 - 0{,}162 - 0{,}223)\ \text{g Cu}}{0{,}500\ \text{g aleación}} \cdot 100 = 23{,}0\ \%\ \text{Cu}$$

8.2. Dada la reacción:

$KMnO_4 + KBr + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + K_2SO_4 + Br_2$

A partir de 250 mL de una disolución de KBr 0,100 M, de 0,850 g de $KMnO_4$ y exceso de H_2SO_4, ¿qué masa de Br_2 se obtendría si el rendimiento de la reacción es del 38,0 %?

(Canarias 1995) (Galicia 2000)

La ecuación iónica es:

$$K^+ MnO_4^- + K^+ Br^- + 2\ H^+ SO_4^{2-} \rightarrow Mn^{2+} SO_4^{2-} + 2\ K^+ SO_4^{2-} + Br_2$$

Las semirreaciones que tienen lugar son:

reducción: $2\ (MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O)$

oxidación: $5\ (2\ Br^- \rightarrow Br_2 + 2\ e^-)$

La ecuación global es:

$$2\ MnO_4^- + 16\ H^+ + 10\ Br^- \rightarrow 5\ Br_2 + 8\ H_2O + 2\ Mn^{2+}$$

Añadiendo los iones que faltan ($12\ K^+$ y $8\ SO_4^{2-}$) se obtiene la ecuación molecular final:

$$2\ KMnO_4 + 10\ KBr + 8\ H_2SO_4 \rightarrow 2\ MnSO_4 + 5\ Br_2 + 8\ H_2O + 6\ K_2SO_4$$

Al disponer de cantidades de KBr y $KMnO_4$, es preciso determinar cuál de ellas es el reactivo limitante. La cantidad de cada una es:

$$\left.\begin{array}{r} 250\ \text{mL KBr 0,100 M} \cdot \dfrac{0{,}100\ \text{mmol KBr}}{1\ \text{mL KBr 0,100 M}} = 25{,}0\ \text{mmol KBr} \\ 0{,}850\ \text{g}\ KMnO_4 \cdot \dfrac{10^3\ \text{mg}\ KMnO_4}{1\ \text{g}\ KMnO_4} \cdot \dfrac{1\ \text{mmol}\ KMnO_4}{158{,}1\ \text{mg}\ KMnO_4} = 5{,}38\ \text{mmol}\ KMnO_4 \end{array}\right\} \rightarrow \frac{25{,}0\ \text{mmol KBr}}{5{,}38\ \text{mmol}\ KMnO_4} = 4{,}6$$

Como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es menor que 5, quiere decir que queda $KMnO_4$ sin reaccionar, por lo que el KBr es el reactivo limitante que determina la cantidad de Br_2 que se forma.

Relacionando KBr y Br_2 y teniendo en cuenta un rendimiento del 38,0 %:

$$25{,}0\ \text{mmol KBr} \cdot \frac{5\ \text{mmol}\ Br_2}{10\ \text{mmol KBr}} \cdot \frac{159{,}8\ \text{mg}\ Br_2}{1\ \text{mmol}\ Br_2} \cdot \frac{1\ \text{g}\ Br_2}{10^3\ \text{mg}\ Br_2} \cdot \frac{38{,}0\ \text{g}\ Br_2\ \text{(real)}}{100\ \text{g}\ Br_2\ \text{(teórico)}} = 0{,}759\ \text{g}\ Br_2$$

(En Galicia 2000 solo se realiza el ajuste de la ecuación).

8.3. Se hacen reaccionar 20,0 cm^3 de ácido sulfúrico de densidad 1,836 g cm^{-3} y 98,0 % de riqueza con 26,5 g de cobre que tiene un 5,0 % de impurezas no reactivas.

a) Formule y ajuste por el método del ion-electrón la reacción habida, sabiendo que además de la sal de cobre se forma también dióxido de azufre.

b) Qué cantidad de sulfato de cobre(II) se obtendrá en disolución.

c) ¿Podría ser considerado como limitante alguno de los reactivos iniciales?

(Castilla y León 1997)

a) La ecuación química a ajustar es:

$$Cu(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow CuSO_4(aq) + SO_2(g) + H_2O(l)$$

La ecuación iónica es:

$$Cu + 2\ H^+ SO_4^{2-} \rightarrow Cu^{2+} SO_4^{2-} + SO_2 + H_2O$$

Las semirreaciones que tienen lugar son:

reducción: $SO_4^{2-} + 4\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow SO_2 + 2\ H_2O$

oxidación: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\ e^-$

La ecuación global es:

$$SO_4^{2-} + 4\ H^+ + Cu \rightarrow SO_2 + 2\ H_2O + Cu^{2+}$$

Añadiendo los iones que faltan (SO_4^{2-}) se obtiene la ecuación molecular final:

$$Cu(s) + 2\ H_2SO_4(aq) \rightarrow CuSO_4(aq) + SO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

c) Al disponer de cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál es el reactivo limitante. El número de moles de cada uno es:

$$26{,}5\ g\ Cu\ 95{,}0\ \% \cdot \frac{95{,}0\ g\ Cu}{100\ g\ Cu\ 95{,}0\ \%} \cdot \frac{1\ mol\ Cu}{63{,}5\ g\ Cu} = 0{,}396\ mol\ Cu$$

$$20{,}0\ cm^3\ H_2SO_4\ 98{,}0\ \% \cdot \frac{1{,}836\ g\ H_2SO_4\ 98{,}0\ \%}{1\ cm^3\ H_2SO_4\ 98{,}0\ \%} \cdot \frac{98{,}0\ g\ H_2SO_4}{100\ g\ H_2SO_4\ 98{,}0\%} \cdot \frac{1\ mol\ H_2SO_4}{98{,}1\ g\ H_2SO_4} = 0{,}367\ mol\ H_2SO_4$$

La relación molar es:

$$\frac{0{,}367\ mol\ H_2SO_4}{0{,}396\ mol\ Cu} = 0{,}9$$

Como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es menor que 2, quiere decir que sobra Cu, por lo que el H_2SO_4 es el reactivo limitante que determina la cantidad de $CuSO_4$ que se produce.

b) Relacionando H_2SO_4 con $CuSO_4$:

$$0{,}367\ mol\ H_2SO_4 \cdot \frac{1\ mol\ CuSO_4}{2\ mol\ H_2SO_4} \cdot \frac{159{,}6\ g\ CuSO_4}{1\ mol\ CuSO_4} = 29{,}3\ g\ CuSO_4$$

8.4. El ácido nítrico concentrado reacciona con el cobre para formar nitrato de cobre(II), dióxido de nitrógeno y agua.
a) Escriba la reacción ajustada.
b) ¿Cuántos mL de HNO_3 del 95 % de pureza y densidad 1,5 g cm^{-3} se necesitan para hacer reaccionar totalmente 3,4 g de cobre?
c) ¿Qué volumen de NO_2 se formará medido a 29 °C y 748 mmHg de presión?

(Extremadura 1999)

a) La ecuación química a ajustar es:

$$HNO_3(aq) + Cu(s) \rightarrow Cu(NO_3)_2(aq) + NO_2(g) + H_2O(l)$$

La ecuación iónica es:

$$H^+\ NO_3^- + Cu \rightarrow Cu^{2+}\ 2\ NO_3^- + NO_2$$

Las semirreaciones que tienen lugar son:

$$\text{reducción: } 2\ (NO_3^- + 2\ H^+ + e^- \rightarrow NO_2 + H_2O)$$

$$\text{oxidación: } Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\ e^-$$

La ecuación global es:

$$2\ NO_3^- + 4\ H^+ + Cu \rightarrow 2\ NO_2 + 2\ H_2O + Cu^{2+}$$

Añadiendo los iones que faltan ($2\ NO_3^-$) se obtiene la ecuación molecular final:

$$4\ HNO_3(aq) + Cu(s) \rightarrow Cu(NO_3)_2(aq) + 2\ NO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

b) Relacionando Cu y HNO_3:

$$3{,}4\ g\ Cu \cdot \frac{1\ mol\ Cu}{63{,}5\ g\ Cu} \cdot \frac{4\ mol\ HNO_3}{1\ mol\ Cu} \cdot \frac{63{,}0\ g\ HNO_3}{1\ mol\ HNO_3} = 13\ g\ HNO_3$$

Como se dispone de HNO_3 de riqueza 95 %:

$$13\ \text{g}\ HNO_3 \cdot \frac{100\ \text{g}\ HNO_3\ 95\ \%}{95\ \text{g}\ HNO_3} \cdot \frac{1\ \text{cm}^3\ HNO_3\ 95\ \%}{1{,}5\ \text{g}\ HNO_3\ 95\ \%} = 9{,}1\ \text{cm}^3\ HNO_3\ 95\ \%$$

c) Relacionando moles de Cu y de NO_2:

$$3{,}4\ \text{g Cu} \cdot \frac{1\ \text{mol Cu}}{63{,}5\ \text{g Cu}} \cdot \frac{2\ \text{mol}\ NO_2}{1\ \text{mol Cu}} = 0{,}11\ \text{mol}\ NO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}11\ \text{mol}\ NO_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (29 + 273{,}15)\ \text{K}}{748\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 2{,}8\ \text{L}\ NO_2$$

8.5. El heptaoxidodicromato de dipotasio (dicromato de potasio) en disolución acuosa reacciona con cloruro de hidrógeno en disolución acuosa (ácido clorhídrico) para dar cloro molecular que se desprende y tricloruro de cromo en disolución acuosa.
Formule y ajuste completamente la ecuación química correspondiente por el método del ion-electrón.

(Galicia 2001)

La ecuación química a ajustar es:

$$K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow CrCl_3 + Cl_2$$

La ecuación iónica es:

$$2\ K^+\ Cr_2O_7^{2-} + H^+\ Cl^- \rightarrow Cr^{3+}\ Cl^- + Cl_2$$

Las semirreaciones que tienen lugar son:

reducción: $Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$

oxidación: $3\ (2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-)$

La ecuación global es:

$$Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ Cl^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O + 3\ Cl_2$$

Añadiendo los iones que faltan ($8\ Cl^-$ y $2\ K^+$) se obtiene la ecuación molecular final:

$$K_2Cr_2O_7 + 14\ HCl \rightarrow 2\ CrCl_3 + 3\ Cl_2 + 7\ H_2O + 2\ KCl$$

8.6. Un mineral de hierro está constituido por óxido de hierro(III) e impurezas inertes. Para realizar su análisis se disuelven 446,0 mg del mineral en ácido clorhídrico. Posteriormente, para mayor garantía se reduce todo el hierro a ion hierro(II) que se valora en medio ácido con 38,60 mL de permanganato de potasio 0,0210 M.
a) Escriba y ajuste iónicamente la ecuación química correspondiente a la oxidación del hierro(II) con permanganato en medio ácido.
b) Calcule el porcentaje de hierro en la muestra de mineral, expresando el resultado como hierro y óxido de hierro(III).

(Castilla y León 2001)

a) La ecuación iónica a ajustar es:

$$K^+\ MnO_4^- + Fe^{2+} + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + Fe^{3+}$$

Las semirreaciones que tienen lugar son:

reducción: $MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O$

oxidación: $5\ (Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-)$

La ecuación global es:

$$MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ Fe^{2+} \rightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O + 5\ Fe^{3+}$$

b) La cantidad de MnO_4^- que reacciona es:

$$38{,}60\ \text{mL}\ MnO_4^-\ 0{,}0210\ \text{M} \cdot \frac{0{,}0210\ \text{mmol}\ MnO_4^-}{1\ \text{mL}\ MnO_4^-\ 0{,}0210\ \text{M}} = 0{,}8106\ \text{mmol}\ MnO_4^-$$

Relacionando MnO_4^- con Fe^{2+} y mineral se obtiene la riqueza de este:

$$\frac{0{,}8106\ \text{mmol}\ MnO_4^-}{446{,}0\ \text{mg mineral}} \cdot \frac{5\ \text{mmol}\ Fe^{2+}}{1\ \text{mmol}\ MnO_4^-} \cdot \frac{55{,}85\ \text{mg}\ Fe^{2+}}{1\ \text{mmol}\ Fe^{2+}} \cdot 100 = 50{,}75\ \%\ Fe^{2+}$$

8.7. El yoduro de cobre(I) puede prepararse de un modo cuantitativo según la siguiente reacción: $CuSO_4 + KI + Na_2S_2O_3 \rightarrow CuI + K_2SO_4 + Na_2SO_4 + Na_2S_4O_6$
Calcule cuántos gramos de CuI se pueden obtener a partir de 250 g de sulfato de cobre(II) pentahidrato.

(Castilla y León 2002)

La ecuación iónica inicial es:

$$Cu^{2+}\ SO_4^{2-} + K^+\ I^- + 2\ Na^+\ S_2O_3^{2-} \rightarrow Cu^+\ I^- + 2\ K^+\ SO_4^{2-} + 2\ Na^+\ SO_4^{2-} + 2\ Na^+\ S_4O_6^{2-}$$

Las semirreacciones que tienen lugar son:

reducción: $2\ (Cu^{2+} + e^- \rightarrow Cu^+)$

oxidación: $2\ S_2O_3^{2-} \rightarrow S_4O_6^{2-} + 2\ e^-$

La ecuación global es:

$$2\ Cu^{2+} + 2\ S_2O_3^{2-} \rightarrow 2\ Cu^+ + S_4O_6^{2-}$$

Añadiendo los iones que faltan ($2\ SO_4^{2-}$, $2\ I^-$, $2\ K^+$ y $4\ Na^+$) se obtiene la ecuación molecular final:

$$2\ CuSO_4 + 2\ KI + 2\ Na_2S_2O_3 \rightarrow 2\ CuI + K_2SO_4 + Na_2SO_4 + Na_2S_4O_6$$

Relacionando $CuSO_4$ con CuI:

$$250\ \text{g}\ CuSO_4{\cdot}5H_2O \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CuSO_4{\cdot}5H_2O}{249{,}6\ \text{g}\ CuSO_4{\cdot}5H_2O} \cdot \frac{2\ \text{mol CuI}}{2\ \text{mol}\ CuSO_4{\cdot}5H_2O} \cdot \frac{190{,}5\ \text{g CuI}}{1\ \text{mol CuI}} = 191\ \text{g CuI}$$

8.8. El permanganato de potasio se reduce en medio sulfúrico mediante bromuro de potasio para dar sulfato de manganeso(II) y bromo. Si 0,79 g de permanganato de potasio se reducen con 250 mL de una disolución de bromuro de potasio, determine la masa de bromuro de potasio y la molaridad de la disolución.

(Galicia 2003)

La ecuación química ajustada aparece en la primera parte del problema propuesto en Canarias 1995.

$$2\ KMnO_4 + 10\ KBr + 8\ H_2SO_4 \rightarrow 2\ MnSO_4 + 5\ Br_2 + 8\ H_2O + 6\ K_2SO_4$$

Relacionando $KMnO_4$ con KBr:

$$0{,}79\ \text{g}\ KMnO_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ KMnO_4}{158{,}1\ \text{g}\ KMnO_4} \cdot \frac{10\ \text{mol KBr}}{2\ \text{mol}\ KMnO_4} = 0{,}025\ \text{mol KBr}$$

La masa de KBr contenida en la disolución es:

$$0{,}025\ \text{mol KBr} \cdot \frac{119{,}1\ \text{g KBr}}{1\ \text{mol KBr}} = 3{,}0\ \text{g KBr}$$

La molaridad de la disolución de KBr, suponiendo que la adición de $KMnO_4$ no produce un aumento del volumen, es:

$$\frac{0{,}025\ \text{mol KBr}}{250\ \text{mL disolución KBr}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución KBr}}{1\ \text{L disolución KBr}} = 0{,}10\ \text{mol}\ L^{-1}$$

8.9. Al reaccionar estaño con ácido nítrico, el estaño se transforma en dióxido de estaño y se desprende óxido de nitrógeno(II), siendo $\Delta H = -50$ kJ.
a) Escriba y ajuste la reacción.
b) Si el estaño forma parte de una aleación y de 1,00 kg de la misma se obtiene 0,382 kg de dióxido de estaño calcule el porcentaje de estaño en la aleación.
c) Calcule el calor que se desprende si reaccionan 20 g de estaño con 40 g de ácido nítrico.

(Asturias 2003)

a) La ecuación química a ajustar es:

$$HNO_3 + Sn \rightarrow SnO_2 + NO$$

La ecuación iónica es:

$$H^+ NO_3^- + Sn \rightarrow SnO_2 + NO$$

Las semirreaciones que tienen lugar son:

reducción: $4\ (NO_3^- + 4\ H^+ + 3\ e^- \rightarrow NO + 2\ H_2O)$

oxidación: $3\ (Sn + 2\ H_2O \rightarrow SnO_2 + 4\ H^+ + 4\ e^-)$

La ecuación global es:

$$4\ NO_3^- + 4\ H^+ + 3\ Sn \rightarrow 3\ SnO_2 + 2\ H_2O + 4\ NO$$

La ecuación molecular final es:

$$4\ HNO_3 + 3\ Sn \rightarrow 3\ SnO_2 + 4\ NO + 2\ H_2O$$

b) Relacionando SnO_2 con Sn y aleación se obtiene la riqueza de esta:

$$\frac{382\ g\ SnO_2}{1{,}00\ kg\ aleación} \cdot \frac{1{,}00\ kg\ aleación}{10^3\ g\ aleación} \cdot \frac{1\ mol\ SnO_2}{150{,}7\ g\ SnO_2} \cdot \frac{1\ mol\ Sn}{1\ mol SnO_2} \cdot \frac{118{,}7\ g\ Sn}{1\ mol\ Sn} \cdot 100 = 30{,}0\ \%\ Sn$$

c) Al disponer de cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellas es el reactivo limitante. El número de moles de cada uno es:

$$\left.\begin{array}{r} 20\ g\ Sn \cdot \dfrac{1\ mol\ Sn}{118{,}7\ g\ Sn} = 0{,}17\ mol\ Sn \\ 40\ g\ HNO_3 \cdot \dfrac{1\ mol\ HNO_3}{63{,}0\ g\ HNO_3} = 0{,}63\ mol\ HNO_3 \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{0{,}63\ mol\ HNO_3}{0{,}17\ mol\ Sn} = 3{,}7$$

La relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es mayor que 4/3, quiere decir que queda HNO_3 sin reaccionar, por lo que Sn es el reactivo limitante que determina el calor desprendido en la reacción.

Relacionando Sn y la entalpía de la reacción se obtiene el calor desprendido:

$$0{,}17\ mol\ Sn \cdot \frac{-50\ kJ}{3\ mol\ Sn} = -2{,}8\ kJ$$

8.10. Al hacer reaccionar el dicromato de potasio con ácido clorhídrico se forma la correspondiente sal de cromo trivalente a la vez que se desprende un gas amarillo verdoso y se forman otros compuestos solubles en agua.
a) Escriba la ecuación ajustada por el método del ion-electrón.
b) ¿Cuántos mL de ácido clorhídrico del 37 % y densidad 1,19 g mL^{-1} se necesitarán para reaccionar con 7,0 g de dicromato de potasio?
c) ¿Qué volumen de gas, medido a 20 °C y 750 mmHg, se formará en el proceso anterior?

(Castilla y León 2004)

a) La ecuación química ajustada aparece en el problema propuesto en Galicia 2001.

$$K_2Cr_2O_7(s) + 14\ HCl(aq) \rightarrow 2\ CrCl_3(aq) + 3\ Cl_2(g) + 7\ H_2O(l) + 2\ KCl(aq)$$

b) Relacionando $K_2Cr_2O_7$ con HCl:

$$7{,}0\ g\ K_2Cr_2O_7 \cdot \frac{1\ mol\ K_2Cr_2O_7}{252{,}2\ g\ K_2Cr_2O_7} \cdot \frac{14\ mol\ HCl}{1\ mol\ K_2Cr_2O_7} = 0{,}39\ mol\ HCl$$

Como se dispone de HCl de riqueza 37 %:

$$0{,}39\ mol\ HCl \cdot \frac{36{,}5\ g\ HCl}{1\ mol\ HCl} \cdot \frac{100\ g\ HCl\ 37\ \%}{37\ g\ HCl} \cdot \frac{1\ mL\ HCl\ 37\ \%}{1{,}19\ g\ HCl\ 37\ \%} = 32\ mL\ HCl\ 37\ \%$$

c) Relacionando $K_2Cr_2O_7$ con Cl_2:

$$7{,}0\ g\ K_2Cr_2O_7 \cdot \frac{1\ mol\ K_2Cr_2O_7}{252{,}2\ g\ K_2Cr_2O_7} \cdot \frac{3\ mol\ Cl_2}{1\ mol\ K_2Cr_2O_7} = 0{,}083\ mol\ Cl_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}083\ mol\ Cl_2) \cdot (0{,}08206\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15)\ K}{750\ mmHg} \cdot \frac{760\ mmHg}{1\ atm} = 2{,}0\ L\ Cl_2$$

8.11. Una muestra de 3,00 g de una aleación de cromo se disolvió en ácido, de modo que todo el cromo se oxidó a CrO_4^{2-}. Este ion se redujo a Cr^{3+} en medio básico, para lo cual se necesitaron 3,09 g de Na_2SO_3. El ion SO_3^{2-}, que actuó como reductor, se oxidó a SO_4^{2-}.
a) Escriba la ecuación iónica ajustada correspondiente a la reducción del CrO_4^{2-}.
b) ¿Cuántos moles de CrO_4^{2-} reaccionaron con el Na_2SO_3?
c) ¿Qué riqueza en cromo tenía la aleación inicial?

(Asturias 2004)

a) La ecuación química a ajustar es:

$$SO_3^{2-} + CrO_4^{2-} \rightarrow SO_4^{2-} + Cr^{3+}$$

Las semirreacciones son:

reducción: $2\ (CrO_4^{2-} + 2\ H_2O + 3\ e^- \rightarrow Cr^{3+} + 8\ OH^-)$

oxidación: $3\ (SO_3^{2-} + 2\ OH^- \rightarrow SO_4^{2-} + H_2O + 2\ e^-)$

La ecuación química global es:

$$2\ CrO_4^{2-} + 3\ SO_3^{2-} + 5\ H_2O \rightarrow 5\ Cr^{3+} + 3\ SO_4^{2-} + 10\ OH^-$$

b) Relacionando SO_3^{2-} con CrO_4^{2-}:

$$3{,}09\ g\ SO_3^{2-} \cdot \frac{1\ mol\ SO_3^{2-}}{80{,}1\ g\ SO_3^{2-}} \cdot \frac{2\ mol\ CrO_4^{2-}}{3\ mol\ SO_3^{2-}} = 0{,}0257\ mol\ CrO_4^{2-}$$

c) Relacionando CrO_4^{2-} con aleación se obtiene la riqueza de la misma:

$$\frac{0{,}0257\ mol\ CrO_4^{2-}}{3{,}00\ g\ aleación} \cdot \frac{1\ mol\ Cr}{1\ mol\ CrO_4^{2-}} \cdot \frac{52{,}0\ g\ Cr}{1\ mol\ Cr} \cdot 100 = 44{,}5\ \%\ Cr$$

8.12. Dadas las siguientes reacciones, sin ajustar, justifica sin son o no procesos redox. En caso afirmativo identifique la especie que se oxida y la que se reduce, así como la especie oxidante y la reductora:
a) $\mathbf{Cu + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + H_2O}$
b) $\mathbf{HCl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + H_2O}$
c) $\mathbf{2\ Na + F_2 \rightarrow 2\ NaF}$
d) $\mathbf{AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl + NaNO_3}$

(Canarias 2004)

Serán procesos redox si en ellos las especies implicadas intercambian electrones.

a) $Cu + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + H_2O$

La ecuación en forma iónica es:

$$Cu + 2\ H^+\ SO_4^{2-} \rightarrow Cu^{2+}\ SO_4^{2-} + SO_2 + H_2O$$

Las semirreaciones que tienen lugar son:

reducción: $SO_4^{2-} + 4\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow SO_2 + 2\ H_2O$

oxidación: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\ e^-$

H_2SO_4 es el oxidante, la especie que gana electrones y se reduce.

Cu es el reductor, la especie que cede electrones y se oxida.

b) $HCl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + H_2O$

La ecuación en forma iónica es:

$$H^+\ Cl^- + Ca^{2+}\ 2\ OH^- \rightarrow Ca^{2+}\ 2\ Cl^- + H_2O$$

Ninguna de la especies presentes intercambia electrones, por tanto, no se trata de un proceso redox.

c) $Na + F_2 \rightarrow NaF$

La ecuación en forma iónica es:

$$Na + F_2 \rightarrow Na^+\ F^-$$

Las semirreaciones que tienen lugar son:

reducción: $F_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ F^-$

oxidación: $Na \rightarrow Na^+ + e^-$

F_2 es el oxidante, la especie que gana electrones y se reduce.

Na es el reductor, la especie que cede electrones y se oxida.

d) $AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl + NaNO_3$

La ecuación en forma iónica es:

$$Ag^+\ NO_3^- + Na^+\ Cl^- \rightarrow Ag^+\ Cl^- + Na^+\ NO_3^-$$

Ninguna de la especies presentes intercambia electrones, por tanto, no se trata de un proceso redox.

8.13. Ajuste por el método del ion-electrón y señale en cada caso la especie oxidante:
a) $\mathbf{MnO + PbO_2 + HNO_3 \rightarrow HMnO_4 + Pb(NO_3)_2 + H_2O}$
b) $\mathbf{K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow CrCl_3 + Cl_2 + KCl + H_2O}$

(Canarias 2004)

a) La ecuación iónica inicial es:

$$MnO + PbO_2 + H^+\ NO_3^- \rightarrow H^+\ MnO_4^- + Pb^{2+}\ 2\ NO_3^- + H_2O$$

Las semirreaciones que tienen lugar son:

reducción: 5 $(PbO_2 + 4\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow Pb^{2+} + 2\ H_2O)$

oxidación: 2 $(MnO + 3\ H_2O + 5\ e^- \rightarrow MnO_4^- + 6\ H^+ + 5\ e^-)$

La ecuación global es:

$$5\ PbO_2 + 8\ H^+ + 2\ MnO \longrightarrow 5\ Pb^{2+} + 2\ MnO_4^- + 4\ H_2O$$

Añadiendo los iones que faltan (10 NO_3^- y 2 H^+) se obtiene la ecuación molecular final:

$$5\ PbO_2 + 2\ MnO + 10\ HNO_3 \rightarrow 5\ Pb(NO_3)_2 + 2\ HMnO_4 + 4\ H_2O$$

PbO_2 es el oxidante, la especie que gana electrones y se reduce.

b) La ecuación química ajustada aparece en el problema propuesto en Galicia 2001 y la especie oxidante es $Cr_2O_7^{2-}$.

8.14. El sulfato de hierro(II) puede obtenerse por reacción del acido sulfúrico diluido con hierro, desprendiendo además, hidrógeno molecular.
a) Formule y ajuste, por el método del ion-electrón, la reacción que tiene lugar.
b) Calcule la cantidad de sulfato de hierro disuelto que se obtiene al reaccionar 10,0 g de hierro de riqueza del 95 %, con la cantidad adecuada de ácido sulfúrico del 20 % y de densidad 1,15 g cm^{-3}.
c) Si en el laboratorio solamente se dispone de ácido sulfúrico de densidad 1,83 g cm^{-3} y 96 % de riqueza. Indique cuántos centímetros cúbicos de este ácido hay que tomar y a qué volumen de agua hay que añadirlo para preparar la disolución diluida que necesita la reacción.
d) Si en una primera cristalización, a partir de la disolución de sulfato de hierro(II) anteriormente obtenido y en condiciones adecuadas, se obtienen 20,0 g de sulfato de hierro(II) heptahidrato, ¿cuál es el rendimiento?

(Castilla y León 2005)

a) La ecuación química a ajustar es:

$$Fe(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow FeSO_4(aq) + H_2(g)$$

La ecuación iónica es:

$$Fe + 2\ H^+\ SO_4^{2-} \rightarrow Fe^{2+}\ SO_4^{2-} + H_2$$

Las semirreaciones que tienen lugar son:

reducción: $2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow H_2$

oxidación: $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\ e^-$

La ecuación química global es:

$$2\ H^+ + Fe \rightarrow Fe^{2+} + H_2$$

Añadiendo los iones que faltan (SO_4^{2-}) se obtiene la ecuación molecular final:

$$Fe(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow FeSO_4(aq) + H_2(g)$$

b) La cantidad de Fe que reacciona es:

$$10{,}0\ g\ Fe\ 95\ \% \cdot \frac{95\ g\ Fe}{100\ g\ Fe\ 95\ \%} \cdot \frac{1\ mol\ Fe}{55{,}8\ g\ Fe} = 0{,}17\ mol\ Fe$$

Relacionando Fe con H_2SO_4:

$$0{,}17\ mol\ Fe \cdot \frac{1\ mol\ H_2SO_4}{1\ mol\ Fe} \cdot \frac{98{,}1\ g\ H_2SO_4}{1\ mol\ H_2SO_4} = 17\ g\ H_2SO_4$$

Como se trata de H_2SO_4 de riqueza 20 % y densidad 1,15 g cm^{-3}:

$$17\ g\ H_2SO_4 \cdot \frac{100\ g\ H_2SO_4\ 20\ \%}{20\ g\ H_2SO_4} \cdot \frac{1\ cm^3\ H_2SO_4\ 20\ \%}{1{,}15\ g\ H_2SO_4\ 20\ \%} = 74\ cm^3\ H_2SO_4\ 20\ \%$$

Relacionando Fe con $FeSO_4$:

$$0{,}17\ \text{mol Fe} \cdot \frac{1\ \text{mol } FeSO_4}{1\ \text{mol Fe}} \cdot \frac{151{,}9\ \text{g } FeSO_4}{1\ \text{mol } FeSO_4} = 26\ \text{g } FeSO_4$$

c) Si se dispone de H_2SO_4 de riqueza 96 % la cantidad que se necesita para preparar la disolución es:

$$17\ \text{g } H_2SO_4 \cdot \frac{100\ \text{g } H_2SO_4\ 96\ \%}{96\ \text{g } H_2SO_4} \cdot \frac{1\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 96\ \%}{1{,}83\ \text{g } H_2SO_4\ 96\ \%} = 9{,}5\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 96\ \%$$

El volumen de agua a añadir para preparar la disolución diluida no se puede calcular, ya que en la preparación de disoluciones los volúmenes de soluto y disolvente no son aditivos.

d) Para obtener el rendimiento es preciso calcular la masa de $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ que se debería haber obtenido:

$$0{,}17\ \text{mol Fe} \cdot \frac{1\ \text{mol } FeSO_4 \cdot 7H_2O}{1\ \text{mol Fe}} \cdot \frac{277{,}9\ \text{g } FeSO_4 \cdot 7H_2O}{1\ \text{mol } FeSO_4 \cdot 7H_2O} = 47\ \text{g } FeSO_4 \cdot 7H_2O$$

El rendimiento del proceso es:

$$\eta = \frac{20\ \text{g } FeSO_4 \cdot 7H_2O\ \text{(real)}}{47\ \text{g } FeSO_4 \cdot 7H_2O\ \text{(teórico)}} \cdot 100 = 43\ \%$$

8.15. La hidracina se puede utilizar, por su carácter reductor, para eliminar algunos iones metálicos de las aguas de desecho de plantas químicas, oxidándose a nitrógeno. Así el ion cromato se reduce a Cr^{3+} en medio ácido y, posteriormente, es precipitado como hidróxido de cromo por adición de una base, de acuerdo con las siguientes reacciones:

$CrO_4^{2-}(aq) + N_2H_4(aq) + H^+(aq) \rightarrow Cr^{3+}(aq) + N_2(g) + H_2O(l)$

$Cr^{3+}(aq) + 3\ OH^-(aq) \rightarrow Cr(OH)_3(s)$

siendo el rendimiento de la primera reacción el 90,0 % y la reacción de precipitación es prácticamente cuantitativa (rendimiento 100 %).

La hidracina necesaria para la reacción se obtiene mediante el proceso:

$NH_3(aq) + ClO^-(aq) \rightarrow N_2H_4(aq) + Cl^- + H_2O(l)$

Cuando se tratan mediante este procedimiento 10,5 L de aguas de desecho, para eliminar el ion cromato, se obtienen 57,8 g de hidróxido de cromo.

a) Ajuste las reacciones que tienen lugar.

b) ¿Qué concentración de ion cromato tiene el agua tratada?

c) ¿Qué volumen de una disolución de amoniaco (0,884 g cm^{-3} y 32,84 %) es necesario utilizar para obtener la hidracina necesaria?

d) ¿Qué presión se alcanzará, a 40,0 °C, en un recipiente de 2,10 L que contiene 0,0223 mol de argón, si se introduce en él el nitrógeno obtenido en la reacción?

(País Vasco 2005)

a) La ecuación química a ajustar es:

$$CrO_4^{2-}(aq) + N_2H_4(aq) + H^+(aq) \rightarrow Cr^{3+}(aq) + N_2(g) + H_2O(l)$$

Las semirreaciones que tienen lugar son:

reducción: $4\ (CrO_4^{2-} + 8\ H^+ + 3\ e^- \rightarrow Cr^{3+} + 4\ H_2O)$

oxidación: $3\ (N_2H_4 \rightarrow N_2 + 4\ H^+ + 4\ e^-)$

La ecuación global es:

$$4\ CrO_4^{2-}(aq) + 3\ N_2H_4(aq) + 20\ H^+(aq) \rightarrow 4\ Cr^{3+}(aq) + 3\ N_2(g) + 16\ H_2O(l)$$

La ecuación química ajustada correspondiente a la obtención de hidracina a partir de amoniaco es:

$$2\ NH_3(aq) + ClO^-(aq) \rightarrow N_2H_4(aq) + Cl^- + H_2O(l)$$

b) Relacionando la cantidad de $Cr(OH)_3$ precipitado con la de CrO_4^{2-} en el agua residual:

$$57{,}8\ \text{g}\ Cr(OH)_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Cr(OH)_3}{103{,}0\ \text{g}\ Cr(OH)_3} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Cr^{3+}}{1\ \text{mol}\ Cr(OH)_3} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CrO_4^{2-}}{1\ \text{mol}\ Cr^{3+}} = 0{,}561\ \text{mol}\ CrO_4^{2-}$$

Teniendo en cuenta el rendimiento del proceso, la concentración molar de este ion en el agua es:

$$\frac{0{,}561\ \text{mol}\ CrO_4^{2-}}{10{,}5\ \text{L agua}} \cdot \frac{100\ \text{mol}\ CrO_4^{2-}\ \text{(teórico)}}{90{,}0\ \text{mol}\ CrO_4^{2-}\ \text{(real)}} = 0{,}0594\ \text{mol L}^{-1}$$

c) Relacionando la cantidad de CrO_4^{2-} y de N_2H_4 teniendo en cuenta el rendimiento del proceso, y con la cantidad de NH_3:

$$0{,}561\ \text{mol}\ CrO_4^{2-} \cdot \frac{3\ \text{mol}\ N_2H_4}{4\ \text{mol}\ Cr^{3+}} \cdot \frac{100\ \text{mol}\ N_2H_4\ \text{(teórico)}}{90{,}0\ \text{mol}\ N_2H_4\ \text{(real)}} \cdot \frac{2\ \text{mol}\ NH_3}{1\ \text{mol}\ N_2H_4} = 0{,}936\ \text{mol}\ NH_3$$

Como se dispone de NH_3 de riqueza 32,84 %:

$$0{,}936\ \text{mol}\ NH_3 \cdot \frac{17{,}0\ \text{g}\ NH_3}{1\ \text{mol}\ NH_3} \cdot \frac{100\ \text{g}\ NH_3\ 32{,}84\ \%}{32{,}84\ \text{g}\ NH_3} \cdot \frac{1\ \text{cm}^3\ NH_3\ 32{,}84\ \%}{0{,}884\ \text{g}\ NH_3\ 32{,}84\ \%} = 54{,}8\ \text{cm}^3\ NH_3\ 32{,}84\ \%$$

d) Relacionando la cantidad de $Cr(OH)_3$ precipitado con la de N_2 que se obtiene:

$$57{,}8\ \text{g}\ Cr(OH)_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Cr(OH)_3}{103{,}0\ \text{g}\ Cr(OH)_3} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Cr^{3+}}{1\ \text{mol}\ Cr(OH)_3} \cdot \frac{3\ \text{mol}\ N_2}{4\ \text{mol}\ Cr^{3+}} = 0{,}421\ \text{mol}\ N_2$$

Considerando comportamiento ideal, la presión ejercida por la mezcla de gases es:

$$p = \frac{(0{,}0223 + 0{,}421)\ \text{mol} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (40{,}0 + 273{,}15)\text{K}}{2{,}10\ \text{L}} = 5{,}42\ \text{atm}$$

8.16. Ajuste las siguientes reacciones por el método del ion-electrón e indique en cada caso cuál es el oxidante y cuál el reductor:
a) $KMnO_4 + HCl \rightarrow KCl + Cl_2 + MnCl_2 + H_2O$
b) $K_2Cr_2O_7 + FeCl_2 + HCl \rightarrow CrCl_3 + FeCl_3 + KCl + H_2O$

(Canarias 2005)

a) La ecuación iónica es:

$$K^+\ MnO_4^- + H^+\ Cl^- \rightarrow K^+\ Cl^- + Cl_2 + Mn^{2+}\ 2\ Cl^- + H_2O$$

Las semirreaciones que tienen lugar son:

reducción: $2\ (MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O)$

oxidación: $5\ (2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-)$

La ecuación global es:

$$2\ MnO_4^- + 16\ H^+ + 10\ Cl^- \rightarrow 2\ Mn^{2+} + 8\ H_2O + 5\ Cl_2$$

Añadiendo los iones que faltan ($6\ Cl^-$ y $2\ K^+$) se obtiene la ecuación molecular final:

$$2\ KMnO_4 + 10\ HCl \rightarrow 2\ MnCl_2 + Cl_2 + 8\ H_2O + 2\ KCl$$

MnO_4^- es el oxidante, la especie que gana electrones y se reduce.

Cl^- es el reductor, la especie que cede electrones y se oxida.

b) La ecuación iónica es:

$$2\ K^+\ Cr_2O_7^{2-} + Fe^{2+}\ Cl^- + H^+\ Cl^- \rightarrow Cr^{3+}\ Cl^- + Fe^{3+}\ Cl^- + K^+\ Cl^- + H_2O$$

Las semirreaciones que tienen lugar son:

reducción: $Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$

oxidación: 6 ($Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-$)

La ecuación global es:

$$Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ Fe^{2+} \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 6\ Fe^{3+} + 7\ H_2O$$

Añadiendo los iones que faltan (26 Cl^- y 2 K^+) se obtiene la ecuación molecular final:

$$K_2Cr_2O_7 + 14\ HCl + 6\ FeCl_2 \rightarrow 2\ CrCl_3 + 6\ FeCl_3 + 7\ H_2O + 2\ KCl$$

$Cr_2O_7^{2-}$ es el oxidante, la especie que gana electrones y se reduce.

Fe^{2+} es el reductor, la especie que cede electrones y se oxida.

8.17. Ajuste las siguientes reacciones por el método del ion-electrón e indique en cada caso cuál es el oxidante y cuál el reductor:

a) $NaIO_3 + NaI + HCl \rightarrow NaCl + I_2 + H_2O$

b) $K_2Cr_2O_7 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$

(Canarias 2006) (Canarias 2022)

a) La ecuación iónica a ajustar es:

$$Na^+\ IO_3^- + I^- + H^+\ Cl^- \rightarrow H^+\ Cl^- + I_2 + H_2O$$

Las semirreacciones son:

reducción: $IO_3^- + 6\ H^+ + 5\ e^- \rightarrow ½\ I_2 + 3\ H_2O$

oxidación: 5 ($I^- \rightarrow ½\ I_2 + e^-$)

La ecuación global es:

$$IO_3^- + 6\ H^+ + 5\ I^- \rightarrow 3\ I_2 + 3\ H_2O$$

Añadiendo los iones que faltan (6 Cl^- y 6 Na^+) se obtiene la ecuación molecular final:

$$NaIO_3 + 5\ NaI + 6\ HCl \rightarrow 6\ NaCl + 3\ I_2 + 3\ H_2O$$

IO_3^- es el oxidante, la especie que gana electrones y se reduce.

I^- es el reductor, la especie que cede electrones y se oxida.

b) La ecuación iónica a ajustar es:

$$2\ K^+\ Cr_2O_7^{2-} + Fe^{2+}\ SO_4^{2-} + 2\ H^+\ SO_4^{2-} \rightarrow 2\ Cr^{3+}\ 3\ SO_4^{2-} + 2\ Fe^{3+} + 2\ K^+ + H_2O$$

Las semirreaciones que tienen lugar son:

Reducción: $Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$

Oxidación: 3 ($2\ Fe^{2+} \rightarrow 2\ Fe^{3+} + 2\ e^-$)

La ecuación global es:

$$Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ Fe^{2+} \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 6\ Fe^{3+} + 7\ H_2O$$

Añadiendo los iones que faltan (13 SO_4^{2-} y 2 K^+) se obtiene la ecuación molecular final:

$$K_2Cr_2O_7 + 7\ H_2SO_4 + 6\ FeSO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 3\ Cr_2(SO_4)_3 + 7\ H_2O + K_2SO_4$$

$Cr_2O_7^{2-}$ es el oxidante, la especie que gana electrones y se reduce.

Fe^{2+} es el reductor, la especie que cede electrones y se oxida.

8.18. El tricloruro de aluminio puede obtenerse por reacción química entre cloruro de hidrógeno gaseoso y aluminio metal.
a) Escriba y ajuste por el método del ion-electrón la reacción química que tiene lugar.
b) Calcule el rendimiento de la reacción si se obtienen 52,0 g de tricloruro de aluminio cuando se parte de 13,5 g de aluminio metálico.
c) Determine el volumen de hidrógeno, medido en condiciones normales, desprendido durante el proceso descrito en el apartado anterior.

(Castilla y León 2006)

a) La ecuación química a ajustar es:

$$HCl(g) + Al(s) \rightarrow AlCl_3(s) + H_2(g)$$

La ecuación iónica es:

$$H^+ Cl^- + Al \rightarrow Al^{3+} 3\ Cl^- + H_2$$

Las semirreaciones que tienen lugar son:

reducción: $3\ (2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow H_2)$

oxidación: $2\ (Al \rightarrow Al^{3+} + 3\ e^-)$

La ecuación global es:

$$6\ H^+ + 2\ Al \rightarrow 2\ Al^{3+} + 3\ H_2$$

Añadiendo los iones que faltan ($6\ Cl^-$) se obtiene la ecuación molecular final:

$$6\ HCl(g) + 2\ Al(s) \rightarrow 2\ AlCl_3(s) + 3\ H_2(g)$$

b) Para obtener el rendimiento es preciso calcular la masa de $AlCl_3$ que se debería haber obtenido a partir de la cantidad inicial de Al:

$$13{,}5\ g\ Al \cdot \frac{1\ mol\ Al}{27{,}0\ g\ Al} \cdot \frac{1\ mol\ AlCl_3}{1\ mol\ Al} \cdot \frac{133{,}5\ g\ AlCl_3}{1\ mol\ AlCl_3} = 66{,}8\ g\ AlCl_3$$

El rendimiento del proceso es:

$$\eta = \frac{52{,}0\ g\ AlCl_3\ (real)}{66{,}8\ g\ AlCl_3\ (teórico)} \cdot 100 = 77{,}8\ \%$$

c) Relacionando Al y H_2:

$$13{,}5\ g\ Al \frac{1\ mol\ Al}{27{,}0\ g\ Al} \cdot \frac{3\ mol\ H_2}{2\ mol\ Al} \cdot \frac{77{,}8\ mol\ H_2\ (real)}{100\ mol\ H_2\ (teórico)} = 0{,}584\ mol\ H_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}584\ mol\ H_2) \cdot (0{,}08206\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot 273{,}15\ K}{1\ atm} = 13{,}1\ L\ H_2$$

8.19. Ajuste las siguientes reacciones por el método del ion-electrón, indicando las semirreacciones de oxidación y reducción, así como, el agente oxidante y reductor:
a) $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$
b) $K_2Cr_2O_7 + FeCl_2 + HCl \rightarrow CrCl_3 + FeCl_3 + KCl + H_2O$

(Canarias 2007)

a) La ecuación iónica es:

$$H^+ NO_3^- + Cu \rightarrow Cu^{2+} 2\ NO_3^- + NO + H_2O$$

Las semirreaciones que tienen lugar son:

reducción: $2\ (NO_3^- + 4\ H^+ + 3\ e^- \rightarrow NO + 2\ H_2O)$

oxidación: $3\ (Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\ e^-)$

La ecuación global es:

$$2\ NO_3^- + 8\ H^+ + 3\ Cu \rightarrow 3\ Cu^{2+} + 2\ NO + 4\ H_2O$$

Añadiendo los iones que faltan ($6\ NO_3^-$) se obtiene la ecuación molecular final:

$$8\ HNO_3 + 3\ Cu \rightarrow 3\ Cu(NO_3)_2 + 2\ NO + 4\ H_2O$$

NO_3^- es el oxidante, la especie que gana electrones y se reduce.

Cu es el reductor, la especie que cede electrones y se oxida.

b) Este ajuste se encuentra resuelto en Canarias 2005.

8.20. El peróxido de hidrógeno puro es un líquido viscoso casi incoloro y extremadamente corrosivo. Normalmente se utiliza en disoluciones acuosas diluidas que hay que manejar con guantes y protección para los ojos.
El peróxido de hidrógeno puede actuar tanto como oxidante como reductor, aunque es más común su comportamiento como oxidante. No obstante, frente a oxidantes más fuertes que él actúa como reductor.
El peróxido de hidrógeno tiene una aplicación importante en la restauración de pinturas antiguas. Uno de los pigmentos blancos favoritos era un carbonato básico mixto de plomo, $Pb_3(OH)_2(CO_3)_2$. Trazas de sulfuro de hidrógeno del ambiente hacen que este compuesto blanco se convierta en sulfuro de plomo(II) negro, con lo que la pintura oscurece. La aplicación de peróxido de hidrógeno oxida este sulfuro a sulfato de plomo(II) blanco, con lo que se restaura el color correcto de la pintura.
En medio ácido, el anión dicromato oxida el peróxido de hidrógeno a oxígeno gaseoso reduciéndose a Cr(III) y se convierte en oxígeno molecular. La ecuación química ajustada correspondiente al proceso es:

$$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 8\ H^+(aq) + 3\ H_2O_2(l) \rightarrow 2\ Cr^{3+}(aq) + 3\ O_2(g) + 7\ H_2O(l)$$

Se tratan 100 mL de una disolución 2,0 M de dicromato de potasio con un exceso de peróxido de hidrógeno en medio ácido. El oxígeno resultante de esta reacción se recoge en un recipiente de 2,0 L a 20 °C que contiene, inicialmente, una mezcla de hidrógeno y nitrógeno a 2,0 atm de presión y una composición en volumen del 60 % de hidrógeno y el 40 % de nitrógeno. En la mezcla gaseosa final se hace saltar una chispa eléctrica que provoca la formación de agua a partir de hidrógeno y oxígeno, elevándose la temperatura de la mezcla a 120 °C.
Calcule:
a) La cantidad de agua que se ha formado.
b) La presión parcial de cada componente y la presión total de la mezcla gaseosa a 120 °C, si después de haber hecho saltar la chispa eléctrica todas las sustancias se encuentran en fase gaseosa.
(Asturias 2008)

a) Relacionando $K_2Cr_2O_7$ con H_2O:

$$100\ mL\ K_2Cr_2O_7\ 2{,}0\ M \cdot \frac{2{,}0\ mmol\ K_2Cr_2O_7}{1\ mL\ K_2Cr_2O_7\ 2{,}0\ M} \cdot \frac{7\ mmol\ H_2O}{1\ mmol\ K_2Cr_2O_7} \cdot \frac{18{,}0\ mg\ H_2O}{1\ mmol\ H_2O} = 25\ mg\ H_2O$$

b) La cantidad de O_2 producido a partir del H_2O_2 que reacciona es:

$$100\ mL\ K_2Cr_2O_7\ 2{,}0\ M \cdot \frac{2{,}0\ mmol\ K_2Cr_2O_7}{1\ mL\ K_2Cr_2O_7\ 2{,}0\ M} \cdot \frac{3\ mmol\ O_2}{1\ mmol\ K_2Cr_2O_7} \cdot \frac{1\ mol\ O_2}{10^3\ mmol\ O_2} = 0{,}60\ mol\ O_2$$

A partir de la ley de Dalton de las presiones parciales (1801) se pueden calcular las presiones parciales de la mezcla de N_2 y H_2 que contiene el recipiente en el que se inyecta el O_2 formado. También, de acuerdo con la ley de Avogadro (1811), la composición volumétrica de la mezcla de gases proporciona la composición molar, así:

$$40\ \%\ vol\ N_2 \rightarrow y_{N_2} = 0{,}40 \qquad 60\ \%\ vol\ H_2 \rightarrow y_{H_2} = 0{,}60$$

Las presiones parciales respectivas son:

$$p_{N_2} = p\, y_{N_2} = 2{,}0 \text{ atm} \cdot 0{,}40 = 0{,}80 \text{ atm}$$

$$p_{H_2} = p\, y_{H_2} = 2{,}0 \text{ atm} \cdot 0{,}60 = 1{,}2 \text{ atm}$$

Considerando comportamiento ideal, a partir de la presión parcial se obtiene el número de moles de cada gas:

$$n = \frac{0{,}80 \text{ atm} \cdot 2{,}0 \text{ L}}{(0{,}08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15) \text{ K}} = 0{,}067 \text{ mol } N_2$$

$$n = \frac{1{,}2 \text{ atm} \cdot 2{,}0 \text{ L}}{(0{,}08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15) \text{ K}} = 0{,}10 \text{ mol } H_2$$

Al saltar una chispa en la mezcla de N_2, H_2 y O_2 se produce la combustión del H_2 de acuerdo con la siguiente ecuación química:

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(g)$$

La relación molar entre H_2 y O_2 es:

$$\frac{0{,}10 \text{ mol } H_2}{0{,}60 \text{ mol } O_2} = 0{,}17$$

Como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es menor que 2, quiere decir sobra O_2, por lo que H_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de H_2O que se forma.

La cantidad de O_2 consumido es:

$$0{,}10 \text{ mol } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } H_2} = 0{,}050 \text{ mol } O_2$$

La cantidad de O_2 sobrante es:

$$0{,}60 \text{ mol } O_2 \text{ (inicial)} - 0{,}050 \text{ mol } O_2 \text{ (consumido)} = 0{,}55 \text{ mol } O_2 \text{ (exceso)}$$

Relacionando H_2 con H_2O se obtiene la cantidad de esta que se forma:

$$0{,}10 \text{ mol } H_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } H_2O}{2 \text{ mol } H_2} = 0{,}10 \text{ mol } H_2O$$

Considerando comportamiento ideal, la presión parcial ejercida por cada gas a 120 °C es:

$$p_{N_2} = \frac{(0{,}067 \text{ mol } N_2) \cdot (0{,}08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (120 + 273{,}15) \text{ K}}{2{,}0 \text{ L}} = 1{,}1 \text{ atm}$$

$$p_{O_2} = \frac{(0{,}55 \text{ mol } O_2) \cdot (0{,}08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (120 + 273{,}15) \text{ K}}{2{,}0 \text{ L}} = 8{,}9 \text{ atm}$$

$$p_{H_2O} = \frac{(0{,}10 \text{ mol } H_2O) \cdot (0{,}08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (120 + 273{,}15) \text{ K}}{2{,}0 \text{ L}} = 1{,}6 \text{ atm}$$

8.21. El cuerpo humano contiene aproximadamente 4,0 g de hierro y el 70 % del mismo está localizado en la hemoglobina, proteína presente en los glóbulos rojos.
Las necesidades de hierro varían según la edad y el sexo, pero se puede tomar como media 15 mg de hierro por día. Por término medio, solo se absorbe el 10 % del hierro contenido en los alimentos. La alimentación normal no cubre las necesidades de hierro en todos los casos, lo que obliga a administrar ciertas medicinas como Ferro-gradumet.
Una técnica clásica para determinar el hierro presente en una disolución es la permanganimetría, que utiliza el poder oxidante del permanganato de potasio, $KMnO_4$:

$$MnO_4^- + 8\,H^+ + 5\,Fe^{2+} \rightarrow Mn^{2+} + 5\,Fe^{3+} + 4\,H_2O$$

La concentración de una disolución de permanganato se determina por valoración frente a una sustancia patrón como el oxalato de sodio, $Na_2C_2O_4$:

$$2\,MnO_4^- + 16\,H^+ + 5\,C_2O_4^{2-} \rightarrow Mn^{2+} + 10\,CO_2 + 8\,H_2O$$

a) Teniendo en cuenta que el volumen de sangre de un adulto es de 4,5 L y que contiene $4{,}7\cdot10^6$ glóbulos rojos por mL, calcule el número de átomos de hierro presentes en cada glóbulo rojo.
b) Para valorar una disolución de permanganato de potasio se pesaron tres muestras de oxalato de sodio de 0,1573 g, 0,1324 g y 0,1285 g y se disolvieron en un matraz Erlenmeyer, en presencia de un exceso de ácido sulfúrico. Los volúmenes de disolución de permanganato de potasio consumidos en cada muestra fueron 42,4 mL, 35,5 mL y 34,2 mL respectivamente. Calcule la molaridad de la disolución de permanganato de potasio.
c) Una gragea de Ferro-gradumet se disolvió en presencia de ácido sulfúrico en exceso y para valorar el contenido en hierro se consumieron 32,1 mL de la disolución anterior de permanganato. Calcule la masa de $FeSO_4\cdot1{,}5H_2O$ contenido en una gragea.
d) Las almejas y mejillones (sustancias muy ricas en hierro) contienen 25 mg de hierro por cada 100 g de producto, mientras que las lentejas solo contienen 7 mg. ¿Qué cantidad de almejas o de lentejas habría que consumir diariamente para cubrir las necesidades de un adulto, según toda la información aportada anteriormente?

(Valencia 2008) (País Vasco 2010)

a) La masa de hierro contenida en la hemoglobina es

$$4{,}0\text{ g Fe (total)} \cdot \frac{70\text{ g Fe (hemoglobina)}}{100\text{ g Fe (total)}} = 2{,}8\text{ g Fe (hemoglobina)}$$

El número de glóbulos rojos en la sangre es:

$$4{,}5\text{ L sangre} \cdot \frac{10^3\text{ mL sangre}}{1\text{ L sangre}} \cdot \frac{4{,}7\cdot10^6\text{ glóbulos}}{1\text{ mL sangre}} = 2{,}1\cdot10^{10}\text{ glóbulos}$$

Relacionando la cantidad de Fe con los glóbulos rojos:

$$\frac{2{,}8\text{ g Fe}}{2{,}1\cdot10^{10}\text{ glóbulos}} \cdot \frac{1\text{ mol Fe}}{55{,}8\text{ g Fe}} \cdot \frac{6{,}022\cdot10^{23}\text{ átomos Fe}}{1\text{ mol Fe}} = 1{,}4\cdot10^{12}\,\frac{\text{átomos Fe}}{\text{glóbulo}}$$

b) Relacionando $Na_2C_2O_4$ con disolución de $KMnO_4$ en cada una de las valoraciones:

$$\frac{0{,}1573\text{ g } Na_2C_2O_4}{42{,}4\text{ mL disolución}} \cdot \frac{1\text{ mol } Na_2C_2O_4}{134{,}0\text{ g } Na_2C_2O_4} \cdot \frac{2\text{ mol } KMnO_4}{5\text{ mol } Na_2C_2O_4} \cdot \frac{10^3\text{ mL disolución}}{1\text{ L disolución}} = 0{,}0111\text{ mol L}^{-1}$$

$$\frac{0{,}1324\text{ g } Na_2C_2O_4}{35{,}5\text{ mL disolución}} \cdot \frac{1\text{ mol } Na_2C_2O_4}{134{,}0\text{ g } Na_2C_2O_4} \cdot \frac{2\text{ mol } KMnO_4}{5\text{ mol } Na_2C_2O_4} \cdot \frac{10^3\text{ mL disolución}}{1\text{ L disolución}} = 0{,}0111\text{ mol L}^{-1}$$

$$\frac{0{,}1285\text{ g } Na_2C_2O_4}{34{,}2\text{ mL disolución}} \cdot \frac{1\text{ mol } Na_2C_2O_4}{134{,}0\text{ g } Na_2C_2O_4} \cdot \frac{2\text{ mol } KMnO_4}{5\text{ mol } Na_2C_2O_4} \cdot \frac{10^3\text{ mL disolución}}{1\text{ L disolución}} = 0{,}0112\text{ mol L}^{-1}$$

Como las tres valoraciones son concordantes, el valor medio de la concentración de la disolución de permanganato de potasio es:

$$\frac{(0{,}0111 + \ 0{,}0111 + \ 0{,}0112)\ \text{mol L}^{-1}}{3} = 0{,}0111\ \text{mol L}^{-1}$$

c) Relacionando $KMnO_4$ con Fe^{2+} se obtiene la cantidad de este contenida en una gragea:

$$32{,}1\ \text{mL KMnO}_4\ 0{,}0111\ \text{M} \cdot \frac{0{,}0111\ \text{mmol KMnO}_4}{1\ \text{mL KMnO}_4\ 0{,}0111\ \text{M}} \cdot \frac{5\ \text{mmol Fe}^{2+}}{1\ \text{mmol KMnO}_4} = 1{,}78\ \text{mmol Fe}^{2+}$$

La masa de $FeSO_4 \cdot 1{,}5H_2O$ contenida en una gragea de Ferro-gradumet es:

$$1{,}78\ \text{mmol Fe}^{2+} \cdot \frac{1\ \text{mmol FeSO}_4 \cdot 1{,}5\text{H}_2\text{O}}{1\ \text{mmol Fe}^{2+}} \cdot \frac{178{,}8\ \text{mg FeSO}_4 \cdot 1{,}5\text{H}_2\text{O}}{1\ \text{mmol FeSO}_4 \cdot 1{,}5\text{H}_2\text{O}} = 318\ \text{mg FeSO}_4 \cdot 1{,}5\text{H}_2\text{O}$$

d) Considerando que por término medio un adulto necesita 15 mg Fe/día, las masas de alimentos ricos en hierro necesarias diariamente son:

- Almejas $\rightarrow \dfrac{15\ \text{mg Fe}}{\text{día}} \cdot \dfrac{100\ \text{g almejas}}{25\ \text{mg Fe}} = 60\ \dfrac{\text{g almejas}}{\text{día}}$
- Lentejas $\rightarrow \dfrac{15\ \text{mg Fe}}{\text{día}} \cdot \dfrac{100\ \text{g lentejas}}{7\ \text{mg Fe}} = 214\ \dfrac{\text{g lentejas}}{\text{día}}$

(En País Vasco 2010 se pregunta el apartado b) y en el c) se cambia por 20 tabletas de peso 22,131 g y una muestra de 5,996 g de estas consume 28,2 mL de permanganato).

8.22. Considere la reacción:

$$\mathbf{Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O}$$

a) Ajuste la reacción por el método del ion-electrón.

b) ¿Qué volumen de NO (medido a 1 atm y 273 K) se desprenderá si se oxidan 2,50 g de cobre metálico?

(Canarias 2008)

---

a) Este ajuste se encuentra resuelto en Canarias 2007.

$$8\ HNO_3 + 3\ Cu \rightarrow 3\ Cu(NO_3)_2 + 2\ NO + 4\ H_2O$$

b) Relacionando Cu y NO:

$$2{,}50\ \text{g Cu} \cdot \frac{1\ \text{mol Cu}}{63{,}5\ \text{g Cu}} \cdot \frac{2\ \text{mol NO}}{3\ \text{mol Cu}} = 0{,}0262\ \text{mol NO}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{0{,}0262\ \text{mol NO} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 0{,}587\ \text{L NO}$$

8.23. Ajuste las siguientes reacciones por el método del ion-electrón, indicando las semirreacciones de oxidación y reducción, así como, el agente oxidante y reductor:

a) $\mathbf{K_2Cr_2O_7 + HClO_4 + HI \rightarrow Cr(ClO_4)_3 + KClO_4 + I_2 + H_2O}$

b) $\mathbf{KMnO_4 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + S + H_2O + K_2SO_4}$

(Canarias 2008)

---

a) La ecuación iónica inicial es:

$$2\ K^+\ Cr_2O_7^{2-} + I^- + H^+\ ClO_4^- \rightarrow Cr^{3+}\ 3\ ClO_4^- + K^+ + I_2 + H_2O$$

Las semirreaciones que tienen lugar son:

reducción: $Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$

oxidación: $3\ (2\ I^- \rightarrow I_2 + 2\ e^-)$

La ecuación global es:

$$Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ I^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 3\ I_2 + 7\ H_2O$$

Añadiendo los iones que faltan (8 ClO_4^- y 2 K^+) se obtiene la ecuación molecular final:

$$K_2Cr_2O_7 + 8\ HClO_4 + 6\ HI \rightarrow 2\ Cr(ClO_4)_3 + 3\ I_2 + 2\ KClO_4 + 7\ H_2O$$

$Cr_2O_7^{2-}$ es el oxidante, la especie que gana electrones y se reduce.

I^- es el reductor, la especie que cede electrones y se oxida.

b) La ecuación iónica inicial es:

$$K^+\ MnO_4^- + 2\ H^+\ S^{2-} \rightarrow Mn^{2+}\ SO_4^{2-} + 2\ K^+ + S + H_2O$$

Las semirreaciones que tienen lugar son:

reducción: 2 ($MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O$)

oxidación: 5 ($S^{2-} \rightarrow S + 2\ e^-$)

La ecuación global es:

$$2\ MnO_4^- + 16\ H^+ + 5\ S^{2-} \rightarrow 2\ Mn^{2+} + 5\ S + 8\ H_2O$$

Añadiendo los iones que faltan (3 SO_4^{2-} y 2 K^+) se obtiene la ecuación molecular final:

$$2\ KMnO_4 + 5\ H_2S + 3\ H_2SO_4 \rightarrow 2\ MnSO_4 + 5\ S + K_2SO_4 + 8\ H_2O$$

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.

8.24. La reacción del peróxido de bario con ácido sulfúrico en condiciones adecuadas conduce a la formación de una disolución acuosa de peróxido de hidrógeno (agua oxigenada) y un precipitado de sulfato de bario.
La disolución acuosa de peróxido de hidrógeno se valora con permanganato de potasio en medio sulfúrico.
a) Escriba y ajuste la reacción de obtención del H_2O_2 acuoso.
b) Escriba y ajuste la reacción de oxidación-reducción que tiene lugar en el proceso de valoración, sabiendo que entre los productos de la reacción se desprende oxígeno molecular, O_2, y se forma sulfato de manganeso(II).
c) Calcule el rendimiento de la reacción de obtención del agua oxigenada si se parte de 20 g de BaO_2 y el volumen de oxígeno producido durante la valoración, medido en condiciones normales, es de 1,0 L.

(Castilla y León 2008)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la obtención del H_2O_2 es:

$$BaO_2(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow H_2O_2(aq) + BaSO_4(s)$$

b) La ecuación molecular correspondiente a la reacción de oxidación-reducción entre H_2O_2 y $KMnO_4$ en medio ácido es:

$$KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow O_2 + MnSO_4$$

La ecuación iónica es:

$$K^+\ MnO_4^- + H_2O_2 + 2\ H^+\ SO_4^{2-} \rightarrow Mn^{2+}\ SO_4^{2-} + O_2$$

Las semirreaciones que tienen lugar son:

reducción: 2 ($MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O$)

oxidación: 5 ($H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2\ H^+ + 2\ e^-$)

La ecuación global es:

$$2\ MnO_4^- + 6\ H^+ + 5\ H_2O_2 \rightarrow 2\ Mn^{2+} + 5\ O_2 + 8\ H_2O$$

Añadiendo los iones que faltan ($3\ SO_4^{2-}$ y $2\ K^+$) se obtiene la ecuación molecular final:

$$2\ KMnO_4 + 5\ H_2O_2 + 3\ H_2SO_4 \rightarrow 2\ MnSO_4 + 5\ O_2 + K_2SO_4 + 8\ H_2O$$

c) Relacionando BaO_2 y H_2O_2:

$$20\ g\ BaO_2 \cdot \frac{1\ mol\ BaO_2}{169{,}3\ g\ BaO_2} \cdot \frac{1\ mol\ H_2O_2}{1\ mol\ BaO_2} \cdot \frac{1\ mol\ O_2}{1\ mol\ H_2O_2} = 0{,}12\ mol\ O_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{0{,}12\ mol\ O_2 \cdot (0{,}08206\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot 273{,}15\ K}{1\ atm} = 2{,}7\ L\ O_2$$

El rendimiento del proceso es:

$$\frac{1{,}0\ L\ O_2\ (real)}{2{,}7\ L\ O_2\ (teórico)} \cdot 100 = 37\ \%$$

8.25. En una fiesta de Halloween se ofrece whisky de una marca corriente que contiene un 40 % en volumen de alcohol etílico, CH_3CH_2OH. Una persona, que pesa 60 kg, acude a la fiesta donde consume tres copas que contienen 50 mL de whisky cada una. Se estima que el volumen (en litros) de sangre es el 8,0 % de la masa corporal, y que el 15 % del alcohol ingerido pasa a la sangre.
a) ¿Qué ocurre con el resto del alcohol? ¿Cómo se pierde?
b) Calcule la concentración alcohol etílico en sangre, expresada en g cm^{-3} y en mol L^{-1}. Si se considera que una concentración de 0,0035 g cm^{-3} es indicativa de intoxicación etílica, ¿se intoxicó el hombre?
c) La tasa de alcoholemia máxima para que un conductor novel pueda conducir es de 0,30 g L^{-1} (en sangre), ¿podrá volver a casa en su coche o debería coger un taxi? Justifíquelo.
d) Una muestra de 25 mL de concentración etanólica idéntica a la presentada por el joven en sangre se valora frente a una disolución de dicromato de potasio 1,0 M. Calcule el volumen de esta disolución necesario para reaccionar completamente con el etanol de la muestra. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción química utilizada para determinar la concentración de alcohol es:

$$3\ CH_3CH_2OH + 2\ K_2Cr_2O_7 + 8\ H_2SO_4 \rightarrow 3\ CH_3COOH + Cr_2(SO_4)_3 + 2\ K_2SO_4 + 11\ H_2O$$

(Dato. Densidad del etanol = 0,790 g mL^{-1}).

(Galicia 2008) (Preselección Valencia 2016)

a) El resto de alcohol ingerido que no pasa directamente a la sangre se reparte por los órganos del cuerpo y se elimina a través del aliento, la orina y el sudor.

b) La masa de CH_3CH_2OH ($\rho = 0{,}790\ g\ mL^{-1}$) que ingiere el hombre al tomar las tres copas es:

$$3\ copas \cdot \frac{50\ mL\ whisky}{copa} \cdot \frac{40\ mL\ CH_3CH_2OH}{100\ mL\ whisky} \cdot \frac{0{,}790\ g\ CH_3CH_2OH}{1\ mL\ CH_3CH_2OH} = 47\ g\ CH_3CH_2OH$$

La masa de CH_3CH_2OH que pasa a la sangre es:

$$47\ g\ CH_3CH_2OH \cdot \frac{15{,}0\ g\ CH_3CH_2OH\ (sangre)}{100\ g\ CH_3CH_2OH\ (ingerido)} = 7{,}1\ g\ CH_3CH_2OH\ (sangre)$$

El volumen de sangre de un hombre de 60 kg es:

$$60\ kg \cdot \frac{8{,}0\ L\ sangre}{100\ kg} = 4{,}8\ L\ sangre$$

Despreciando el volumen ocupado por el CH_3CH_2OH en sangre, la concentración expresada en g cm^{-3} es:

$$\frac{7{,}1\ g\ CH_3CH_2OH}{4{,}8\ L\ sangre} \cdot \frac{1\ L\ sangre}{10^3\ cm^3\ sangre} = 0{,}0015\ \frac{g\ CH_3CH_2OH}{cm^3\ sangre}$$

Despreciando el volumen ocupado por el CH_3CH_2OH en sangre, la concentración expresada en mol L^{-1} es:

$$\frac{7{,}1\ \text{g}\ CH_3CH_2OH}{4{,}8\ \text{L sangre}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_3CH_2OH}{46{,}0\ \text{g}\ CH_3CH_2OH} = 0{,}032\ \text{mol L}^{-1}$$

c) La concentración de CH_3CH_2OH en la sangre del conductor expresada en g L^{-1} es:

$$0{,}0015\ \frac{\text{g}\ CH_3CH_2OH}{\text{cm}^3\ \text{sangre}} \cdot \frac{10^3\ \text{cm}^3\ \text{sangre}}{1\ \text{L sangre}} = 1{,}5\ \text{g L}^{-1}$$

Como se observa, este valor es 5 veces superior al permitido por la ley para conducir (0,30 g L^{-1}), el conductor no podría coger su coche y debería tomar un taxi para volver a su casa.

d) La cantidad de etanol en la muestra de sangre del hombre es:

$$25\ \text{mL sangre} \cdot \frac{0{,}032\ \text{mmol}\ CH_3CH_2OH}{1\ \text{mL sangre}} = 0{,}80\ \text{mmol}\ CH_3CH_2OH$$

d) Relacionando CH_3CH_2OH con $K_2Cr_2O_7$:

$$0{,}80\ \text{mmol}\ CH_3CH_2OH \cdot \frac{2\ \text{mmol}\ K_2Cr_2O_7}{3\ \text{mmol}\ CH_3CH_2OH} \cdot \frac{1\ \text{mL}\ K_2Cr_2O_7\ 1{,}0\ \text{M}}{1{,}0\ \text{mmol}\ K_2Cr_2O_7} = 0{,}53\ \text{mL}\ K_2Cr_2O_7\ 1{,}0\ \text{M}$$

(En el enunciado de Galicia 2008 la masa del hombre son 70 kg y la copa de whisky es de 100 mL; y solo se preguntan los apartados a), b) y c).

8.26. Cuando reacciona el cromato de potasio con el ácido clorhídrico puede obtenerse cloruro de cromo(III), a la vez que se forma un gas amarillo-verdoso y otros compuestos solubles en agua.
a) Ajuste la reacción por el método del ion-electrón.
b) ¿Cuántos mL de ácido clorhídrico del 37 % y densidad relativa 1,19 serán necesarios para la reacción con 7,0 g de cromato?
c) ¿Qué volumen de gas, medido a 20 °C, se formará en el caso anterior?

(Castilla y León 2008)

a) Teniendo en cuenta que el gas amarillo-verdoso que se desprende es el Cl_2, la ecuación a ajustar es:

$$K_2CrO_4(s) + HCl(aq) \rightarrow CrCl_3(aq) + Cl_2(g)$$

La ecuación iónica inicial es:

$$2\ K^+\ CrO_4^{2-} + Cl^-\ H^+ \rightarrow Cr^{3+}\ 3\ Cl^- + Cl_2$$

Las semirreaciones que tienen lugar son:

$$\text{reducción:} 2\ (CrO_4^{2-} + 8\ H^+ + 3\ e^- \rightarrow Cr^{3+} + 4\ H_2O)$$

$$\text{oxidación:}\ 3\ (2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-)$$

La ecuación global es:

$$2\ CrO_4^{2-} + 16\ H^+ + 6\ Cl^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 3\ Cl_2 + 8\ H_2O$$

Añadiendo los iones que faltan (10 Cl^- y 2 K^+) se obtiene la ecuación molecular final:

$$2\ K_2CrO_4 + 16\ HCl \rightarrow 2\ CrCl_3 + 3\ Cl_2 + 2\ KCl + 8\ H_2O$$

b) Relacionando el cromato con HCl:

$$7{,}0\ \text{g}\ K_2CrO_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ K_2CrO_4}{194{,}2\ \text{g}\ K_2CrO_4} \cdot \frac{16\ \text{mol HCl}}{2\ \text{mol}\ K_2CrO_4} = 0{,}29\ \text{mol HCl}$$

Como se dispone de HCl de riqueza 37 %:

$$0{,}29\ \text{mol HCl} \frac{36{,}5\ \text{g HCl}}{1\ \text{mol HCl}} \cdot \frac{100\ \text{g HCl 37 \%}}{37\ \text{g HCl}} \cdot \frac{1\ \text{mL HCl 37 \%}}{1{,}19\ \text{g HCl 37 \%}} = 24\ \text{mL HCl 37 \%}$$

c) Relacionando moles de HCl y de Cl_2:

$$0{,}29\ \text{mol HCl} \cdot \frac{3\ \text{mol Cl}_2}{16\ \text{mol HCl}} = 0{,}054\ \text{mol Cl}_2$$

Considerando comportamiento ideal y suponiendo una presión de 1 atm, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{0{,}054\ \text{mol Cl}_2 \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 1{,}3\ \text{L Cl}_2$$

8.27. Al calentar dicromato de amonio se produce una reacción vigorosa en la cual se desprende nitrógeno, agua y óxido de cromo(III). Escriba la ecuación del proceso y calcule la cantidad de este óxido que se forma y el volumen de nitrógeno desprendido, en condiciones normales de presión y temperatura, cuando se descomponen 21,4 g de dicromato de amonio.

(Baleares 2009)

La ecuación química ajustada correspondiente a la descomposición térmica del $(NH_4)_2Cr_2O_7$ es:

$$(NH_4)_2Cr_2O_7(s) \rightarrow Cr_2O_3(s) + N_2(g) + 4\ H_2O(g)$$

Relacionando $(NH_4)_2Cr_2O_7$ con Cr_2O_3:

$$21{,}4\ \text{g}\ (NH_4)_2Cr_2O_7 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ (NH_4)_2Cr_2O_7}{252{,}0\ \text{g}\ (NH_4)_2Cr_2O_7} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Cr_2O_3}{1\ \text{mol}\ (NH_4)_2Cr_2O_7} \cdot \frac{152{,}0\ \text{g}\ Cr_2O_3}{1\ \text{mol}\ Cr_2O_3} = 12{,}9\ \text{g}\ Cr_2O_3$$

Relacionando $(NH_4)_2Cr_2O_7$ con N_2:

$$21{,}4\ \text{g}\ (NH_4)_2Cr_2O_7 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ (NH_4)_2Cr_2O_7}{252{,}0\ \text{g}\ (NH_4)_2Cr_2O_7} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ N_2}{1\ \text{mol}\ (NH_4)_2Cr_2O_7} = 8{,}49{\cdot}10^{-2}\ \text{mol}\ N_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(8{,}49{\cdot}10^{-2}\ \text{mol}\ N_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 1{,}90\ \text{L}\ N_2$$

8.28. Los iones cloruro pueden oxidarse hasta cloro por acción de diversas sustancias oxidantes como permanganato de potasio, dicromato de potasio y dióxido de manganeso en medio ácido. Partiendo de iones cloruro que se encuentran en forma de ácido clorhídrico:
a) Establezca las ecuaciones correspondientes a las tres reacciones, ajustadas por el método del ion-electrón.
b) Calcule los litros de cloro, recogidos a 30 °C y 700 mmHg, que se obtienen cuando reaccionan, en condiciones adecuadas, 359 g de $KMnO_4$.
c) Calcule la masa de cristales de sal de cloruro de cromo(III) hexahidrato que se obtendrían cuando se utilizan 100 g de $K_2Cr_2O_7$.

(Castilla y León 2009)

a) La oxidación de los iones cloruro a cloro por medio del permanganato de potasio aparece explicada en el problema propuesta en Canarias 2005.

$$2\ KMnO_4(s) + 16\ HCl(aq) \rightarrow 2\ MnCl_2(aq) + 5\ Cl_2(g) + 8\ H_2O(l) + 2\ KCl(aq)$$

La oxidación de los iones cloruro a cloro por medio del dicromato de potasio aparece explicada en el problema propuesto en Galicia 2001.

$$K_2Cr_2O_7(s) + 14\ HCl(aq) \rightarrow 2\ CrCl_3(aq) + 3\ Cl_2(g) + 7\ H_2O(l) + 2\ KCl(aq)$$

La ecuación iónica correspondiente a la oxidación de los iones cloruro a cloro por medio de dióxido de manganeso es:

$$MnO_2 + Cl^-\ H^+ \rightarrow Mn^{2+}\ 2\ Cl^- + Cl_2$$

Las semirreaciones que tienen lugar son:

Reducción: $MnO_2 + 4\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow Mn^{2+} + 2\ H_2O$

Oxidación: $2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-$

La ecuación iónica final es:

$$MnO_2 + 4\ H^+ + 2\ Cl^- \rightarrow Mn^{2+} + Cl_2 + 2\ H_2O$$

Añadiendo los iones que faltan ($2\ Cl^-$) se obtiene la ecuación molecular final:

$$MnO_2(s) + 4\ HCl(aq) \rightarrow MnCl_2(aq) + Cl_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

b) Relacionando $KMnO_4$ y Cl_2:

$$359\ g\ KMnO_4 \cdot \frac{1\ mol\ KMnO_4}{158{,}1\ g\ KMnO_4} \cdot \frac{5\ mol\ Cl_2}{2\ mol\ KMnO_4} = 5{,}68\ mol\ Cl_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(5{,}68\ mol\ Cl_2) \cdot (0{,}08206\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot (30\ +\ 273{,}15)\ K}{700\ mmHg} \cdot \frac{760\ mmHg}{1\ atm} = 153\ L\ Cl_2$$

c) Relacionando $K_2Cr_2O_7$ y $CrCl_3$:

$$100\ g\ K_2Cr_2O_7 \cdot \frac{1\ mol\ K_2Cr_2O_7}{252{,}2\ g\ K_2Cr_2O_7} \cdot \frac{2\ mol\ CrCl_3}{1\ mol\ K_2Cr_2O_7} = 0{,}793\ mol\ CrCl_3$$

Como se trata de $CrCl_3 \cdot 6H_2O$:

$$0{,}793\ mol\ CrCl_3 \cdot \frac{1\ mol\ CrC_3 \cdot 6H_2O}{1\ mol\ CrCl_3} \cdot \frac{266{,}5\ g\ CrCl_3 \cdot 6H_2O}{1\ mol\ CrCl_3 \cdot 6H_2O} = 211\ g\ CrCl_3 \cdot 6H_2O$$

8.29. Para conocer el grado alcohólico de un licor se hace uso de la oxidación del etanol a ácido acético mediante dicromato de potasio. Las dos semirreacciones son:

$Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$

$C_2H_5OH + H_2O \rightarrow CH_3COOH + 4\ H^+ + 4\ e^-$

De la muestra de licor se toman 5,0 mL y se diluyen con agua hasta 100,0 mL. De la disolución diluida se toman 5,0 mL y en la valoración con una disolución de dicromato de potasio 0,097 M se gastan 14,1 mL.

a) Ajuste la reacción redox.

b) Calcule el grado alcohólico del licor (%, g de etanol por cada 100 mL de licor).

c) Si el licor fuera un vino de 13,3 % de etanol, ¿qué volumen de dicromato se gastaría?

(País Vasco 2009)

a) Para ajustar la ecuación química se iguala el número de electrones intercambiados:

$2\ (Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O)$

$3\ (C_2H_5OH + H_2O \rightarrow CH_3COOH + 4\ H^+ + 4\ e^-)$

Sumando ambas reacciones y simplificando las especies comunes en ambos miembros se obtiene la ecuación iónica final:

$$2\ Cr_2O_7^{2-} + 3\ C_2H_5OH + 16\ H^+ \rightarrow 4\ Cr^{3+} + 3\ CH_3COOH + 11\ H_2O$$

b) Si se diluyen 5,0 mL de licor hasta un volumen de 100,0 mL se ha realizado una dilución 1:20. Esto deberá ser tenido en cuenta cuando se desee conocer la concentración de la disolución original.

Relacionando el licor con el $Cr_2O_7^{2-}$ se obtiene la concentración molar de C_2H_5OH en la disolución diluida:

$$\frac{14{,}1\ mL\ Cr_2O_7^{2-}\ 0{,}097\ M}{5{,}0\ mL\ licor\ diluido} \cdot \frac{0{,}097\ mmol\ Cr_2O_7^{2-}}{1\ mL\ Cr_2O_7^{2-}\ 0{,}097\ M} \cdot \frac{3\ mmol\ C_2H_5OH}{2\ mmol\ Cr_2O_7^{2-}} = 0{,}41\ mol\ L^{-1}$$

Teniendo en cuenta el factor de dilución, la concentración de C_2H_5OH en el licor original es:

$$20 \cdot (0{,}41\ mol\ L^{-1}) = 8{,}2\ mol\ L^{-1}$$

Cambiando las unidades de la concentración:

$$\frac{8{,}2\ \text{mmol}\ C_2H_5OH}{1\ \text{mL licor}} \cdot \frac{46{,}0\ \text{mg}\ C_2H_5OH}{1\ \text{mmol}\ C_2H_5OH} \cdot \frac{1\ \text{g}\ C_2H_5OH}{10^3\ \text{mg}\ C_2H_5OH} \cdot 100 = 38\ \%$$

c) Para un vino de 13,3 %, considerando este porcentaje como *p*/*V*, la concentración molar de C_2H_5OH es:

$$\frac{13{,}3\ \text{g}\ C_2H_5OH}{100\ \text{mL vino}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH}{46{,}0\ \text{g}\ C_2H_5OH} \cdot \frac{10^3\ \text{mL vino}}{1\ \text{L vino}} = 2{,}89\ \text{mol}\ L^{-1}$$

Suponiendo una dilución 1:20, la concentración de C_2H_5OH en el vino diluido es:

$$(2{,}89\ \text{mol}\ L^{-1})/20 = 0{,}145\ \text{mol}\ L^{-1}$$

Suponiendo que se valora una alícuota de 5,0 mL, igual que en el apartado anterior, el volumen de disolución de $Cr_2O_7^{2-}$ que se consume es:

$$5{,}0\ \text{mL vino diluido} \cdot \frac{0{,}145\ \text{mmol}\ C_2H_5OH}{1\ \text{mL vino}} \cdot \frac{2\ \text{mmol}\ Cr_2O_7^{2-}}{3\ \text{mmol}\ C_2H_5OH} = 0{,}48\ \text{mmol}\ Cr_2O_7^{2-}$$

$$0{,}48\ \text{mmol}\ Cr_2O_7^{2-} \cdot \frac{1\ \text{mL}\ Cr_2O_7^{2-}\ 0{,}097\ \text{M}}{0{,}097\ \text{mmol}\ Cr_2O_7^{2-}} = 4{,}9\ \text{mL}\ Cr_2O_7^{2-}\ 0{,}097\ \text{M}$$

8.30. El hierro, Fe, es el cuarto elemento más abundante en la corteza terrestre. Una muestra de 10 g de hierro impuro se disuelve en ácido en forma de Fe^{2+} obteniéndose 200 mL de disolución. Se valoraron 20 mL de esta disolución con permanganato de potasio, $KMnO_4$, 0,20 M, consumiéndose 14 mL de este último. En la reacción redox que tiene lugar, el Fe^{2+} se oxida a Fe^{3+}, y el MnO_4^- se reduce a Mn^{2+}. Calcule el porcentaje de Fe en la muestra original.

(Galicia 2009)

Esta ecuación química correspondiente está ajustada en el problema propuesto en Castilla y León 2001:

$$MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ Fe^{2+} \rightarrow Mn^{2+} + 5\ Fe^{3+} + 4\ H_2O$$

Relacionando la cantidad de $KMnO_4$ consumido con la muestra de Fe^{2+} se obtiene la concentración de esta disolución:

$$\frac{14\ \text{mL}\ KMnO_4\ 0{,}20\ \text{M}}{20\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{0{,}20\ \text{mmol}\ KMnO_4}{1\ \text{mL}\ KMnO_4\ 0{,}20\ \text{M}} \cdot \frac{5\ \text{mmol}\ Fe^{2+}}{1\ \text{mmol}\ KMnO_4} = 0{,}70\ \frac{\text{mmol}\ Fe^{2+}}{\text{mL disolución}}$$

Relacionando la aliquota con toda la disolución, se obtiene que la masa de Fe^{2+} contenido en esta es:

$$200\ \text{mL disolución} \cdot \frac{0{,}70\ \text{mmol}\ Fe^{2+}}{1\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{55{,}8\ \text{mg}\ Fe^{2+}}{1\ \text{mmol}\ Fe^{2+}} \cdot \frac{1\ \text{g}\ Fe^{2+}}{10^3\ \text{mg}\ Fe^{2+}} = 7{,}8\ \text{g}\ Fe^{2+}$$

Para calcular la riqueza se relaciona la masa de Fe^{2+} con la masa de muestra:

$$\frac{7{,}8\ \text{g}\ Fe^{2+}}{10\ \text{g muestra}} \cdot 100 = 7{,}8\ \%\ \text{Fe}$$

8.31. El aluminio se obtiene por electrólisis de su óxido, Al_2O_3, fundido. El cátodo es un electrodo de aluminio y el ánodo un electrodo de carbón (grafito), que se consume durante el proceso. Las reacciones que tienen lugar en los electrodos son:

reacción anódica: $C(s) + 2\ O^{2-} \rightarrow CO_2(g) + 4\ e^-$

reacción catódica: $Al^{3+}(l) + 3\ e^- \rightarrow Al(s)$

a) ¿Qué cantidad de electricidad es necesaria para obtener 10 kg de aluminio?

b) ¿Cuánto pesa el grafito consumido para obtener los 10 kg de aluminio?

(Canarias 2012)

a) Relacionando Al con carga eléctrica:

$$10\ \text{kg Al} \cdot \frac{10^3\ \text{g Al}}{1\ \text{kg Al}} \cdot \frac{1\ \text{mol Al}}{27{,}0\ \text{g Al}} \cdot \frac{3\ \text{mol e}^-}{1\ \text{mol Al}} \cdot \frac{96.485\ \text{C}}{1\ \text{mol e}^-} = 1{,}1 \cdot 10^8\ \text{C}$$

b) Sumando las semirreacciones propuestas se obtiene la ecuación química correspondiente a la reacción global:

$$3\ [C(s) + 2\ O^{2-} \rightarrow CO_2(g) + 4\ e^-]$$

$$4\ [Al^{3+}(l) + 3\ e^- \rightarrow Al(s)]$$

$$3\ C(s) + 2\ Al_2O_3(l) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ Al(s)$$

Relacionando Al con C (grafito):

$$10\ \text{kg Al} \cdot \frac{10^3\ \text{g Al}}{1\ \text{kg Al}} \cdot \frac{1\ \text{mol Al}}{27{,}0\ \text{g Al}} \cdot \frac{3\ \text{mol C}}{4\ \text{mol Al}} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}} \cdot \frac{1\ \text{kg C}}{10^3\ \text{g C}} = 3{,}3\ \text{kg C (grafito)}$$

8.32. El dicromato de potasio, $K_2Cr_2O_7$, en medio ácido, oxida a los iones cloruro hasta cloro molecular, reduciéndose a cromo(III).

a) Escriba y ajuste por el método del ion-electrón la ecuación iónica que representa el proceso anterior.

b) Calcule cuántos litros de cloro, medido a 20 °C y 1,5 atm se pueden obtener si 20 mL de dicromato de potasio 0,20 M reaccionan con un exceso de cloruro de potasio en medio ácido.

(Canarias 2013)

a) La ecuación química ajustada aparece en el problema propuesto en Galicia 2001.

$$Cr_2O_7^{2-} + 6\ Cl^- + 14\ H^+ \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 3\ Cl_2 + 7\ H_2O$$

b) Relacionando $K_2Cr_2O_7$ con Cl_2:

$$20\ \text{mL } K_2Cr_2O_7\ 0{,}20\ \text{M} \cdot \frac{1\ \text{L } K_2Cr_2O_7\ 0{,}20\ \text{M}}{10^3\ \text{mL } K_2Cr_2O_7\ 0{,}20\ \text{M}} \cdot \frac{0{,}20\ \text{mol } K_2Cr_2O_7}{1\ \text{L } K_2Cr_2O_7\ 0{,}20\ \text{M}} \cdot \frac{3\ \text{mol } Cl_2}{1\ \text{mol } K_2Cr_2O_7} = 0{,}012\ \text{mol } Cl_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}012\ \text{mol } Cl_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15)\ \text{K}}{1{,}5\ \text{atm}} = 0{,}19\ \text{L } Cl_2$$

8.33. Un procedimiento para conocer el grado alcohólico de un licor consiste en oxidar el etanol que contiene a ácido acético mediante dicromato de potasio en exceso, y valorar el exceso de dicromato añadido con una disolución de Fe(II).
En el laboratorio de calidad de una destilería de patxaran, el químico debe determinar el grado alcohólico de un licor desconocido. Para ello, y siguiendo el procedimiento, toma 5,0 mL de la muestra de licor problema y los diluye hasta 50,0 mL con agua y ácido sulfúrico. De la disolución diluida, toma 10,0 mL, a los que añade 50,0 mL de una disolución de dicromato de potasio 0,088 M. Finalmente, consume 18,0 mL de la disolución de Fe^{2+} 0,13 M para valorar el exceso de dicromato.
a) Indique las semirreacciones para los dos procesos redox implicados.
b) Escriba y ajuste las reacciones involucradas en el proceso.
c) Determine el grado alcohólico del licor (en %, g de etanol por cada 100 mL de licor).
(País Vasco 2014)

a-b) En la reacción entre etanol y dicromato:

$$2\ (Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O)$$

$$3\ (C_2H_5OH + H_2O \rightarrow CH_3COOH + 4\ H^+ + 4\ e^-)$$

Sumando ambas reacciones y simplificando las especies comunes en ambos miembros se obtiene la ecuación iónica final:

$$2\ Cr_2O_7^{2-} + 3\ C_2H_5OH + 16\ H^+ \rightarrow 4\ Cr^{3+} + 3\ CH_3COOH + 11\ H_2O$$

En la reacción entre dicromato y Fe(II):

$$Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$$

$$6\ (Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-)$$

Sumando ambas reacciones se obtiene la ecuación iónica final:

$$Cr_2O_7^{2-} + 6\ Fe^{2+} + 14\ H^+ \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 6\ Fe^{3+} + 7\ H_2O$$

c) Si se diluyen 5,0 mL de licor hasta un volumen de 50,0 mL se ha realizado una dilución 1:10. Esto deberá ser tenido en cuenta cuando se desee conocer la cocentración de la disolución original.

La cantidad de $Cr_2O_7^{2-}$ utilizado en el proceso global es:

$$50{,}0\ \text{mL}\ Cr_2O_7^{2-}\ 0{,}0880\ \text{M} \cdot \frac{0{,}0880\ \text{mmol}\ Cr_2O_7^{2-}}{1\ \text{mL}\ Cr_2O_7^{2-}\ 0{,}0880\ \text{M}} = 4{,}40\ \text{mmol}\ Cr_2O_7^{2-}$$

La cantidad de $Cr_2O_7^{2-}$ consumido en la reacción con Fe^{2+} es:

$$18{,}0\ \text{mL}\ Fe^{2+}\ 0{,}130\ \text{M} \cdot \frac{0{,}130\ \text{mmol}\ Fe^{2+}}{1\ \text{mL}\ Fe^{2+}\ 0{,}130\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ Cr_2O_7^{2-}}{6\ \text{mmol}\ Fe^{2+}} = 0{,}390\ \text{mmol}\ Cr_2O_7^{2-}$$

Realizando un balance de $Cr_2O_7^{2-}$ se obtienen la cantidad consumida en la reacción con C_2H_5OH:

$$4{,}40\ \text{mmol}\ Cr_2O_7^{2-}\ (\text{total}) - 0{,}390\ \text{mmol}\ Cr_2O_7^{2-}\ (\text{con}\ Fe^{2+}) = 4{,}01\ \text{mmol}\ Cr_2O_7^{2-}\ (\text{con}\ C_2H_5OH)$$

Relacionando $Cr_2O_7^{2-}$ con C_2H_5OH se obtiene la concentración de este en el licor diluido:

$$\frac{4{,}01\ \text{mmol}\ Cr_2O_7^{2-}}{10{,}0\ \text{mL licor diluido}} \cdot \frac{3\ \text{mmol}\ C_2H_5OH}{2\ \text{mmol}\ Cr_2O_7^{2-}} = 0{,}602\ \text{mol}\ L^{-1}$$

Teniendo en cuenta el factor de dilución, la concentración C_2H_5OH en el licor original es:

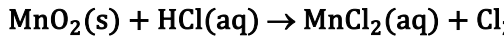
$$10 \cdot (0{,}602\ \text{mol}\ L^{-1}) = 6{,}02\ \text{mol}\ L^{-1}$$

Cambiando las unidades de la concentración:

$$\frac{6{,}02\ \text{mmol}\ C_2H_5OH}{1\ \text{mL licor}} \cdot \frac{46{,}0\ \text{mg}\ C_2H_5OH}{1\ \text{mmol}\ C_2H_5OH} \cdot \frac{1\ \text{g}\ C_2H_5OH}{10^3\ \text{mg}\ C_2H_5OH} \cdot 100 = 27{,}7\ \%$$

(Problema similar al propuesto en País Vasco 2009).

8.34. El cloro es un gas muy utilizado en la industria química, por ejemplo, como blanqueador de papel o para obtener artículos de limpieza. En el laboratorio se puede obtener según la reacción:



$MnO_2(s) + HCl(aq) \rightarrow MnCl_2(aq) + Cl_2(g) + H_2O(l)$

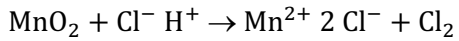
Si se dispone de ácido clorhídrico 5,0 M y óxido de manganeso(IV):

a) Ajuste la reacción por el método del ion-electrón.

b) Calcule el volumen de de la disolución de ácido clorhídrico y la masa mínima de óxido de manganeso(IV) que se necesita para obtener 42,6 g de cloro.

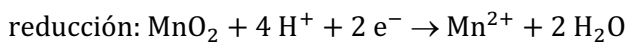
(Castilla-La Mancha 2016)

La ecuación iónica correspondiente a la oxidación de los iones cloruro a cloro por medio de dióxido de manganeso es:

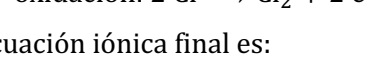


$$MnO_2 + Cl^- \; H^+ \rightarrow Mn^{2+} \; 2\,Cl^- + Cl_2$$

Las semirreaciones que tienen lugar son:

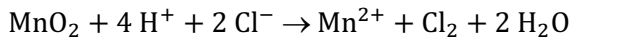


reducción: $MnO_2 + 4\,H^+ + 2\,e^- \rightarrow Mn^{2+} + 2\,H_2O$



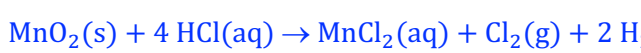
oxidación: $2\,Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\,e^-$

La ecuación iónica final es:



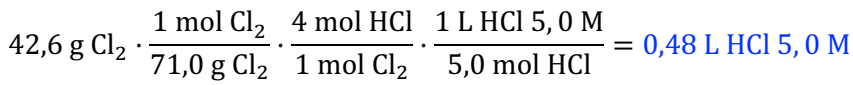
$$MnO_2 + 4\,H^+ + 2\,Cl^- \rightarrow Mn^{2+} + Cl_2 + 2\,H_2O$$

Añadiendo los iones que faltan ($2\,Cl^-$) se obtiene la ecuación molecular final:



$MnO_2(s) + 4\,HCl(aq) \rightarrow MnCl_2(aq) + Cl_2(g) + 2\,H_2O(l)$

b) Relacionando Cl_2 y HCl 5,0 M:

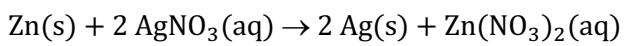


$$42{,}6\text{ g } Cl_2 \cdot \frac{1\text{ mol } Cl_2}{71{,}0\text{ g } Cl_2} \cdot \frac{4\text{ mol HCl}}{1\text{ mol } Cl_2} \cdot \frac{1\text{ L HCl 5,0 M}}{5{,}0\text{ mol HCl}} = 0{,}48\text{ L HCl 5,0 M}$$

8.35. La reacción entre el zinc metálico y el nitrato de plata para dar plata metálica y nitrato de zinc está totalmente desplazada hacia la derecha. Se añadieron 5,00 g de zinc a 100 mL de una disolución de nitrato de plata. Después de que toda la plata se depositó se observó que no todo el zinc había reaccionado. El peso de la plata depositada y de zinc sin reaccionar fue de 7,00 g. Calcule el peso de plata obtenida y la molaridad de la disolución de nitrato de plata.

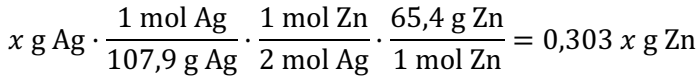
(Córdoba 2017)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre Zn y $AgNO_3$ es:



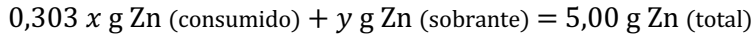
$$Zn(s) + 2\,AgNO_3(aq) \rightarrow 2\,Ag(s) + Zn(NO_3)_2(aq)$$

Llamando x a la masa de Ag depositada y relacionando esta con el Zn consumido:

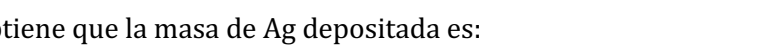


$$x\text{ g Ag} \cdot \frac{1\text{ mol Ag}}{107{,}9\text{ g Ag}} \cdot \frac{1\text{ mol Zn}}{2\text{ mol Ag}} \cdot \frac{65{,}4\text{ g Zn}}{1\text{ mol Zn}} = 0{,}303\,x\text{ g Zn}$$

Llamando y a la masa de Zn que queda sin reaccionar se puede plantear el siguiente sistema de ecuaciones:

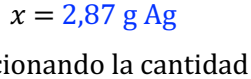


$$0{,}303\,x\text{ g Zn (consumido)} + y\text{ g Zn (sobrante)} = 5{,}00\text{ g Zn (total)}$$



$$x\text{ g Ag (depositado)} + y\text{ g Zn (sobrante)} = 7{,}00\text{ g metales (total)}$$

Se obtiene que la masa de Ag depositada es:



$x = 2{,}87\text{ g Ag}$

Relacionando la cantidad de Ag depositada con la de $AgNO_3$ y el volumen de la disolución se obtiene que la concentración molar de esta es:

$$\frac{2{,}87\text{ g Ag}}{100\text{ mL disolución}}\cdot\frac{1\text{ mol Ag}}{107{,}9\text{ g Ag}}\cdot\frac{1\text{ mol AgNO}_3}{1\text{ mol Ag}}\cdot\frac{10^3\text{ mL disolución}}{1\text{ L disolución}}=0{,}266\text{ M}$$

8.36. El I_2O_5 oxida al CO, gas muy tóxico, a dióxido de carbono en ausencia de agua, reduciéndose él a I_2.
a) Ajuste la reacción molecular por el método del ion-electrón.
b) Calcule los gramos de I_2O_5 necesarios para oxidar 10,0 L de CO se encuentran a 75 °C y 700 mmHg.

(Córdoba 2018)

a) La ecuación química a ajustar es:

$$I_2O_5(s) + CO(g) \rightarrow I_2(s) + CO_2(g)$$

Las semirreaciones que tienen lugar son:

reducción: $I_2O_5 + 10\ H^+ + 10\ e^- \rightarrow I_2 + 5\ H_2O$

oxidación: $5\ (CO + H_2O \rightarrow CO_2 + 2\ H^+ + 2\ e^-)$

La ecuación global es:

$$I_2O_5(s) + 5\ CO(g) \rightarrow I_2(s) + 5\ CO_2(g)$$

b) Considerando comportamiento ideal, la cantidad de gas es:

$$n=\frac{700\text{ mmHg}\cdot(10{,}0\text{ L CO})}{(0{,}08206\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1})\cdot(75+273{,}15)\text{ K}}\cdot\frac{1\text{ atm}}{760\text{ mmHg}}=0{,}323\text{ mol CO}$$

Relacionando CO e I_2O_5:

$$0{,}323\text{ mol CO}\cdot\frac{1\text{ mol }I_2O_5}{5\text{ mol CO}}\cdot\frac{333{,}8\text{ g }I_2O_5}{1\text{ mol }I_2O_5}=21{,}5\text{ g }I_2O_5$$

8.37. El cobre tiene múltiples funciones dentro de los teléfonos inteligentes (smartphones) como conector y conductor eléctrico. El cobre metálico reacciona con el ácido nítrico formándose nitrato de cobre(II) y agua por medio de la siguiente reacción:

$Cu(s) + HNO_3(aq) \rightarrow NO_2(g) + Cu(NO_3)_2(aq) + H_2O(l)$

Ajuste la reacción por el método del ion-electrón e indique la cantidad, en mL, de la disolución de ácido comercial del 58 % en masa y densidad 1,356 g cm^{-3} necesario para diluir los aproximadamente 9,00 g de cobre que contiene un smartphone.

(Galicia 2019)

La ecuación química a ajustar es:

$$HNO_3(aq) + Cu(s) \rightarrow Cu(NO_3)_2(aq) + NO_2(g) + H_2O(l)$$

La ecuación iónica es:

$$H^+\ NO_3^- + Cu \rightarrow Cu^{2+}\ 2\ NO_3^- + NO_2$$

Las semirreaciones que tienen lugar son:

reducción: $2\ (NO_3^- + 2\ H^+ + e^- \rightarrow NO_2 + H_2O)$

oxidación: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\ e^-$

La ecuación global es:

$$2\ NO_3^- + 4\ H^+ + Cu \rightarrow 2\ NO_2 + 2\ H_2O + Cu^{2+}$$

Añadiendo los iones que faltan ($2\ NO_3^-$) se obtiene la ecuación molecular final:

$$4\ HNO_3(aq) + Cu(s) \rightarrow Cu(NO_3)_2(aq) + 2\ NO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

Relacionando Cu y HNO_3:

$$9{,}00\ \text{g Cu} \cdot \frac{1\ \text{mol Cu}}{63{,}5\ \text{g Cu}} \cdot \frac{4\ \text{mol HNO}_3}{1\ \text{mol Cu}} \cdot \frac{63{,}0\ \text{g HNO}_3}{1\ \text{mol HNO}_3} = 35{,}7\ \text{g HNO}_3$$

Como se dispone de HNO_3 de riqueza 58,0 %:

$$35{,}7\ \text{g HNO}_3 \cdot \frac{100\ \text{g HNO}_3\ 58{,}0\ \%}{58{,}0\ \text{g HNO}_3} \cdot \frac{1\ \text{cm}^3\ \text{HNO}_3\ 58{,}0\ \%}{1{,}358\ \text{g HNO}_3\ 58{,}0\ \%} = 45{,}5\ \text{cm}^3\ \text{HNO}_3\ 58{,}0\ \%$$

(Problema similar al propuesto en Extremadura 1999).

8.38. En la elaboración del vino, es importante añadir dióxido de azufre SO_2, en forma de sulfitos, como biocida general, siendo esta una práctica muy antigua. La presencia de SO_2 al principio de la fermentación elimina microorganismos perjudiciales. Además, durante el envejecimiento del vino, el SO_2 previene su oxidación. La utilización del dióxido de azufre se advierte en las botellas de vino con la leyenda "contiene sulfitos".



La concentración de SO_2 libre presente en el vino se mide mediante una reacción química redox que tiene lugar entre el SO_2 y una disolución acuosa de yodo molecular I_2 (disolución A). La reacción química descrita (reacción 1) tiene lugar de manera completa. Cuando todo el SO_2 se ha consumido, un indicador visual produce un cambio de color en la mezcla, de incoloro a azul oscuro.

$$SO_2(aq) + I_2(aq) + 6\ H_2O(l) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + 2\ I^-(aq) + 4\ H_3O^+(aq) \qquad \text{(reacción 1)}$$

La concentración exacta de I_2 en la disolución A se determina haciendo reaccionar un volumen medido de la misma con otra disolución acuosa de tiosulfato, $S_2O_3^{2-}$, (disolución B). Esta reacción química (reacción 2) también es transcurre de manera completa. El mismo indicador permite determinar en qué momento se ha consumido el yodo, pero en este caso, el cambio de color es de azul a incoloro.

$$I_2(aq) + 2\ S_2O_3^{2-}(aq) \rightarrow 2\ I^-(aq) + S_4O_6^{2-}(aq) \qquad \text{(reacción 2)}$$

La concentración exacta de $S_2O_3^{2-}$ en la disolución B se determina de modo similar, pero haciendo reaccionar dicha disolución con una cantidad exacta pesada de KIO_3 de pureza 100 %, que previamente se disuelve en disolución de HCl y KI (reacción 3).

$$IO_3^-(aq) + 6\ H_3O^+(aq) + 6\ S_2O_3^{2-}(aq) \rightarrow I^-(aq) + 3\ S_4O_6^{2-}(aq) + 9\ H_2O(l) \qquad \text{(reacción 3)}$$

En un laboratorio de enología tomaron 25,0 mL de vino blanco y se necesitaron 4,75 mL de disolución A para completar la reacción 1. En otro experimento, 25 mL de la disolución A se hicieron reaccionar con la disolución B, necesitándose 6,85 mL de la misma para completar la reacción 2. En un tercer ensayo, se pesaron exactamente 0,1334 g de KIO_3 y, tras añadir 25 mL de HCl 0,5 M, se hicieron reaccionar con disolución B, necesitándose 20,35 mL para completar la reacción 3. Determine:

a) La concentración de $S_2O_3^{2-}$ en la disolución B.

b) La concentración de I_2 en la disolución A.

c) La concentración de SO_2 en el vino, expresándola como mg de SO_2 por litro de vino.

(Valencia 2020)

a) El yodato de potasio, KIO_3, es un patrón primario que permite determinar la concentración de la disolución de $S_2O_3^{2-}$. Relacionando KIO_3 con $S_2O_3^{2-}$:

$$0{,}1334\ \text{g KIO}_3 \cdot \frac{1\ \text{mol KIO}_3}{214{,}0\ \text{g KIO}_3} \cdot \frac{1\ \text{mol IO}_3^-}{1\ \text{mol KIO}_3} \cdot \frac{6\ \text{mol S}_2\text{O}_3^{2-}}{1\ \text{mol IO}_3^-} = 3{,}740 \cdot 10^{-3}\ \text{mol S}_2\text{O}_3^{2-}$$

El valor de la concentración de $S_2O_3^{2-}$ en la disolución B es:

$$\frac{3{,}740 \cdot 10^{-3}\ \text{mol S}_2\text{O}_3^{2-}}{20{,}35\ \text{mL disolución B}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución B}}{1\ \text{L disolución B}} = 0{,}1838\ \text{M}$$

b) Relacionando $S_2O_3^{2-}$ con I_2:

$$6{,}85\ \text{mL disolución B} \cdot \frac{0{,}1838\ \text{mmol S}_2\text{O}_3^{2-}}{1\ \text{mL disolución B}} \cdot \frac{1\ \text{mmol I}_2}{2\ \text{mmol S}_2\text{O}_3^{2-}} = 0{,}630\ \text{mmol I}_2$$

El valor de la concentración de I_2 en la disolución A es:

$$\frac{0{,}630\ \text{mmol}\ I_2}{25{,}00\ \text{mL disolución A}} = 0{,}0252\ \text{mol}\ L^{-1}$$

c) Relacionando I_2 con SO_2:

$$4{,}75\ \text{mL disolución A} \cdot \frac{0{,}0252\ \text{mmol}\ I_2}{1\ \text{mL disolución A}} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ SO_2}{1\ \text{mmol}\ I_2} = 0{,}120\ \text{mmol}\ SO_2$$

El valor de la concentración de SO_2 en el vino es:

$$\frac{0{,}120\ \text{mmol}\ SO_2}{25{,}00\ \text{mL vino}} = 4{,}80 \cdot 10^{-3}\ \text{mol}\ L^{-1}$$

Expresado como mg/L de vino es:

$$\frac{4{,}80 \cdot 10^{-3}\ \text{mol}\ SO_2}{\text{L vino}} \cdot \frac{64{,}0\ \text{g}\ SO_2}{1\ \text{mol}\ SO_2} \cdot \frac{10^3\ \text{mg}\ SO_2}{1\ \text{g}\ SO_2} = 307\ \text{mg}\ L^{-1}$$

8.39. Como medida de prevención ante el contagio por el coronavirus SARS-CoV-2 (COVID-19), el lavado de manos es una de las principales recomendaciones por parte de la Organización Mundial de la Salud y las autoridades europeas y españolas. Los geles hidroalcohólicos destinados a la higiene de las manos pueden ser formulados como cosméticos siempre que se sigan todos los requisitos legales que recoge la Agencia Española de Medicamentos y Productos Sanitarios (AEMPS).

a) En la elaboración de 100 mL de Gel Higienizante se ha utilizado etanol de 96 % en volumen (etanol + agua destilada), glicerina y agua.

Ingredientes	% en volumen
Etanol 96 % (*V*/*V*) (C_2H_5OH)	80,0
Glicerina ($C_3H_8O_3$)	5,00
Agua destilada	Hasta completar

a) Calcule la fracción molar de los distintos componentes de la mezcla.
(Datos. Densidad (g mL^{-1}): $C_2H_5OH = 0{,}790$; $C_3H_8O_3 = 1{,}260$; $H_2O = 1{,}000$).
b) Calcule la masa molar del Gel Higienizante elaborado.
c) Una vez elaborado el producto, se necesita comprobar el grado alcohólico del mismo, para ello se realiza una valoración con dicromato de potasio [heptaoxidodicromato(VI) de dipotasio] en medio ácido, formándose ácido etanoico (acético), incoloro, e iones Cr^{3+}, de color verde. Las semirreacciones que suceden en el proceso son:

$$Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$$

$$C_2H_5OH + H_2O \rightarrow C_2H_4O_2 + 4\ H^+ + 4\ e^-$$

Escriba la reacción ajustada entre los aniones dicromato, en medio ácido, y el etanol.
d) Determine a partir de los cambios en los estados de oxidación, cuál es el agente oxidante y cuál es el agente reductor.
e) Como muestra se han tomado 2,00 mL de Gel Higienizante preparado y se ha disuelto en agua y ácido sulfúrico hasta completar 50,0 mL. En la valoración de la muestra se han gastado 34,4 mL de una disolución de dicromato de potasio 0,500 M. Calcule el grado alcohólico (tanto por ciento en volumen) del Gel Higienizante a partir de los datos de la valoración.

(Galicia 2021)

a) Las cantidades de los componentes del "gel higienizante" expresadas en volumen son:

$$100\ \text{mL gel} \cdot \frac{80{,}0\ \text{mL etanol 96 \%}}{100\ \text{mL gel}} \cdot \frac{96\ \text{mL}\ C_2H_5OH}{100\ \text{mL etanol 96 \%}} = 78{,}6\ \text{mL}\ C_2H_5OH$$

$$100\ \text{mL gel} \cdot \frac{80{,}0\ \text{mL etanol 96 \%}}{100\ \text{mL gel}} \cdot \frac{4{,}0\ \text{mL}\ H_2O}{100\ \text{mL etanol 96 \%}} = 3{,}2\ \text{mL}\ H_2O$$

$$100\ \text{mL gel} \cdot \frac{5{,}00\ \text{mL}\ C_3H_8O_3}{100\ \text{mL gel}} = 5{,}00\ \text{mL}\ C_3H_8O_3$$

$$100\ \text{mL gel} \cdot \frac{15{,}0\ \text{mL } H_2O}{100\ \text{mL gel}} = 15{,}0\ \text{mL } H_2O$$

Los moles de cada componente son:

$$78{,}6\ \text{mL } C_2H_5OH \cdot \frac{0{,}790\ \text{g } C_2H_5OH}{1\ \text{mL } C_2H_5OH} \cdot \frac{1\ \text{mol } C_2H_5OH}{46{,}0\ \text{g } C_2H_5OH} = 1{,}32\ \text{mol } C_2H_5OH$$

$$5{,}00\ \text{mL } C_3H_8O_3 \cdot \frac{1{,}260\ \text{g } C_3H_8O_3}{1\ \text{mL } C_3H_8O_3} \cdot \frac{1\ \text{mol } C_3H_8O_3}{92{,}0\ \text{g } C_3H_8O_3} = 0{,}0685\ \text{mol } C_3H_8O_3$$

$$(3{,}2 + 15{,}0)\ \text{mL } H_2O \cdot \frac{1{,}000\ \text{g } H_2O}{1\ \text{mL } H_2O} \cdot \frac{1\ \text{mol } H_2O}{18{,}0\ \text{g } H_2O} = 1{,}01\ \text{mol } H_2O$$

Las respectivas fracciones molares son:

$$x_{C_2H_5OH} = \frac{1{,}32\ \text{mol } C_2H_5OH}{1{,}32\ \text{mol } C_2H_5OH + 0{,}0685\ \text{mol } C_3H_8O_3 + 1{,}01\ \text{mol } H_2O} = 0{,}550$$

$$x_{C_3H_8O_3} = \frac{0{,}0685\ \text{mol } C_3H_8O_3}{1{,}32\ \text{mol } C_2H_5OH + 0{,}0685\ \text{mol } C_3H_8O_3 + 1{,}01\ \text{mol } H_2O} = 0{,}0285$$

$$x_{H_2O} = \frac{1{,}01\ \text{mol } H_2O}{1{,}32\ \text{mol } C_2H_5OH + 0{,}0685\ \text{mol } C_3H_8O_3 + 1{,}01\ \text{mol } H_2O} = 0{,}421$$

b) Teniendo en cuenta las fracciones molares de los componentes de la mezcla se puede obtener su masa molar:

$$\left.\begin{aligned} 0{,}550\ \text{mol } C_2H_5OH \cdot \frac{46{,}0\ \text{g } C_2H_5OH}{1\ \text{mol } C_2H_5OH} &= 25{,}3\ \text{g } C_2H_5OH \\ 0{,}0285\ \text{mol } C_3H_8O_3 \cdot \frac{92{,}0\ \text{g } C_3H_8O_3}{1\ \text{mol } C_3H_8O_3} &= 2{,}62\ \text{g } C_3H_8O_3 \\ 0{,}421\ \text{mol } H_2O \cdot \frac{18{,}0\ \text{g } H_2O}{1\ \text{mol } H_2O} &= 7{,}58\ \text{g } H_2O \end{aligned}\right\} \rightarrow \quad M = 35{,}5\ \text{g mol}^{-1}$$

c) Igualando los electrones intercambiados en ambas semirreacciones:

reducción: $2\ (Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O)$

oxidación: $3\ (C_2H_5OH + H_2O \rightarrow CH_3COOH + 4\ H^+ + 4e^-)$

$$2\ Cr_2O_7^{2-} + 16\ H^+ + 3\ C_2H_5OH \rightarrow 4\ Cr^{3+} + 3\ CH_3COOH + 11\ H_2O$$

d) El agente oxidante debe ser la especie que se reduce, es decir, que disminuye su estado de oxidación. En este caso, se trata del $Cr_2O_7^{2-}$. El cambio en el estado de oxidación del cromo es:

$$Cr_2O_7^{2-}: 2x + 7 \cdot (-2) = -2 \rightarrow x = +6 \qquad Cr^{6+} \rightarrow Cr^{3+}$$

▪ El agente reductor debe ser la la especie que se oxida, es decir, que aumenta su estado de oxidación. En este caso, se trata del C_2H_5OH. Considerando que los dos átomos de carbono en cada uno de los compuestos tienen el mismo estado de oxidación:

$$\left.\begin{aligned} C_2H_5OH: 2x + 6 \cdot (+1) + (-2) = 0 &\rightarrow x = -2 \\ CH_3COOH: 2x + 4 \cdot (+1) + 2 \cdot (-2) = 0 &\rightarrow x = 0 \end{aligned}\right\} \quad C^{2-} \rightarrow C^0$$

e) Relacionando $Cr_2O_7^{2-}$ con C_2H_5OH:

$$34{,}4\ \text{mL } Cr_2O_7^{2-}\ 0{,}500\ \text{M} \cdot \frac{0{,}500\ \text{mmol } Cr_2O_7^{2-}}{1\ \text{mL } Cr_2O_7^{2-}\ 0{,}500\ \text{M}} \cdot \frac{3\ \text{mmol } C_2H_5OH}{2\ \text{mmol } Cr_2O_7^{2-}} = 25{,}8\ \text{mmol } C_2H_5OH$$

Relacionando C_2H_5OH con gel higienizante:

$$\frac{25{,}8\ \text{mmol}\ C_2H_5OH}{2{,}00\ \text{mL gel}} \cdot \frac{46{,}0\ \text{mg}\ C_2H_5OH}{1\ \text{mmol}\ C_2H_5OH} \cdot \frac{1\ \text{g}\ C_2H_5OH}{10^3\ \text{mg}\ C_2H_5OH} \cdot \frac{1\ \text{mL}\ C_2H_5OH}{0{,}790\ \text{g}\ C_2H_5OH} \cdot 100 = 75{,}1\ \%\ (V/V)$$

8.40. Cuando se mezcla ácido nítrico concentrado con cobre metálico se observan grandes burbujas pardas que corresponden a la producción de dióxido de nitrógeno. Además, dependiendo de la concentracion del ácido se puede observar la aparición de burbujas más finas que proceden de la producción de monóxido de nitrógeno, un gas incoloro que es menos soluble en agua que el dióxido de nitrógeno.
a) Teniendo en cuenta que, juntos a los óxidos de nitrógeno, también se forman nitrato de cobre(II) y agua, ajuste los procesos de oxidación-reucción que tienen lugar en la formación de NO_2 y en la de NO como si fueran dos reacciones redox independientes.
b) Indique de los reactivos, cuál es el ánodo y cuál es cátodo. Razone la respuesta.
c) Calcule el volumen de ácido nítrico , del 70 % de riqueza y densidad 1,51 g mL^{-1}, que hará falta para reaccionar completamente con 5,0 g de cobre y dar NO_2, nitrato de cobre (II) y agua como productos.
d) Si se obtiene 1,0 L de dióxido de nitrógeno, medido en condiciones normales, ¿cuál es le rendimiento de la reacción?

(Sevilla 2021)

a-b) En el caso de obtención de NO_2 la ecuación química a ajustar es:

$$HNO_3(aq) + Cu(s) \rightarrow Cu(NO_3)_2(aq) + NO_2(g) + H_2O(l)$$

La ecuación iónica es:

$$H^+\ NO_3^- + Cu \rightarrow Cu^{2+}\ 2\ NO_3^- + NO_2$$

Las semirreaciones que tienen lugar son:

reducción: $2\ (NO_3^- + 2\ H^+ + e^- \rightarrow NO_2 + H_2O)$

oxidación: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\ e^-$

La ecuación global es:

$$2\ NO_3^- + 4\ H^+ + Cu \rightarrow 2\ NO_2 + 2\ H_2O + Cu^{2+}$$

Añadiendo los iones que faltan ($2\ NO_3^-$) se obtiene la ecuación molecular final:

$$4\ HNO_3(aq) + Cu(s) \rightarrow Cu(NO_3)_2(aq) + 2\ NO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

▪ En el caso de obtención de NO la ecuación química a ajustar es:

$$HNO_3(aq) + Cu(s) \rightarrow Cu(NO_3)_2(aq) + NO_2(g) + H_2O(l)$$

La ecuación iónica es:

$$H^+\ NO_3^- + Cu \rightarrow Cu^{2+}\ 2\ NO_3^- + NO + H_2O$$

Las semirreaciones que tienen lugar son:

reducción: $2\ (NO_3^- + 4\ H^+ + 3\ e^- \rightarrow NO + 2\ H_2O)$

oxidación: $3\ (Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\ e^-)$

La ecuación global es:

$$2\ NO_3^- + 8\ H^+ + 3\ Cu \rightarrow 3\ Cu^{2+} + 2\ NO + 4\ H_2O$$

Añadiendo los iones que faltan ($6\ NO_3^-$) se obtiene la ecuación molecular final:

$$8\ HNO_3 + 3\ Cu \rightarrow 3\ Cu(NO_3)_2 + 2\ NO + 4\ H_2O$$

NO_3^- es el oxidante, la especie que gana electrones y se reduce.

Cu es el reductor, la especie que cede electrones y se oxida.

En ambas reacciones:

▪ El HNO_3 es la especie que se comporta como cátodo ya que cede electrones y se reduce.

▪ El Cu es la especie que se comporta como ánodo ya que gana electrones y se oxida.

c) Relacionando Cu y HNO_3:

$$5{,}0\ \text{g Cu} \cdot \frac{1\ \text{mol Cu}}{63{,}5\ \text{g Cu}} \cdot \frac{4\ \text{mol HNO}_3}{1\ \text{mol Cu}} \cdot \frac{63{,}0\ \text{g HNO}_3}{1\ \text{mol HNO}_3} = 20\ \text{g HNO}_3$$

Como se dispone de HNO_3 de riqueza 70 %:

$$20\ \text{g HNO}_3 \cdot \frac{100\ \text{g HNO}_3\ 70\ \%}{70\ \text{g HNO}_3} \cdot \frac{1\ \text{mL HNO}_3\ 70\ \%}{1{,}51\ \text{g HNO}_3\ 70\ \%} = 19\ \text{mL HNO}_3\ 70\ \%$$

d) Relacionando Cu y NO_2:

$$5{,}0\ \text{g Cu} \cdot \frac{1\ \text{mol Cu}}{63{,}5\ \text{g Cu}} \cdot \frac{2\ \text{mol NO}_2}{1\ \text{mol Cu}} = 0{,}16\ \text{mol NO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}16\ \text{mol NO}_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 3{,}6\ \text{L NO}_2$$

El rendimiento de la reacción es:

$$\eta = \frac{1{,}0\ \text{L NO}_2\ \text{(real)}}{3{,}6\ \text{L NO}_2\ \text{(teórico)}} \cdot 100 = 28\ \%$$

8.41. El sulfato de cobre, $CuSO_4$, se utilizó hace años como aditivo en piscinas para la eliminación de las algas. Este compuesto se puede preparar tratando el cobre metálico con ácido sulfúrico en caliente, según la reacción (no ajustada):

$Cu(s) + H_2SO_4\ (aq) \rightarrow CuSO_4(aq) + SO_2(g) + H_2O(l)$

a) Ajuste la reacción en forma molecular.

b) Calcule los mL de ácido sulfúrico de densidad 1,98 g mL^{-1} y riqueza 95,0 % (en masa) necesarios para reaccionar con 10,0 g de cobre metálico.

(Castilla-La Mancha 2022)

a) Según se ha explicado en el problema propuesto en esta misma sección en Castilla y León 1997, la ecuación química ajustada es:

$$Cu(s) + 2\ H_2SO_4(aq) \rightarrow CuSO_4(aq) + SO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

b) Relacionando Cu con H_2SO_4:

$$10{,}0\ \text{g Cu} \cdot \frac{1\ \text{mol Cu}}{63{,}5\ \text{g Cu}} \cdot \frac{2\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol Cu}} \cdot \frac{98{,}1\ \text{g H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4} = 30{,}9\ \text{g H}_2\text{SO}_4$$

Como se dispone de H_2SO_4 de riqueza 95,0 %:

$$30{,}9\ \text{g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{100\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 95{,}0\ \%}{95{,}0\ \text{g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1\ \text{mL H}_2\text{SO}_4\ 95{,}0\ \%}{1{,}98\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 95{,}0\ \%} = 16{,}4\ \text{mL H}_2\text{SO}_4\ 95{,}0\ \%$$

(La densidad propuesta para la disolución de H_2SO_4 no es posible, debería ser menor).

8.42. Para la siguiente reacción:

$$10\ Br^- + 2\ MnO_4^- + 16\ H^+ \rightarrow 2\ Mn^{2+} + 5\ Br_2 + 8\ H_2O$$

Indique los agentes oxidante y reductor.

(Canarias 2022)

Las semirreacciones son:

reducción: $MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O$

- MnO_4^- es el oxidante la especie que gana electrones y se reduce.

oxidación: $2\ Br^- \rightarrow Br_2 + 2\ e^-$

- Br^- es el reductor la especie que cede electrones y se oxida.

8.43. La etiqueta de un complejo vitamínico utilizado para suministrar vitamina C (ácido ascórbico) indica que cada pastilla contiene como mínimo 500 mg de ácido ascórbico por cada pastilla.
Para comprobar la veracidad de esa indicación se hace un análisis en el que se procede de la siguiente manera:
Paso 1: Se disuelve una pastilla y se enrasa la disolución en un matraz de 100 mL.
Paso 2: De la disolución preparada se toman 5,00 mL y se le añaden 10,0 mL de disolución de KIO_3 de concentración 0,0102 M, 5,00 mL de disolución de KI 0,500 M y unas gotas de H_2SO_4 concentrado. La mezcla de KIO_3, KI y ácido sulfúrico genera yodo según la siguiente reacción:

$$KIO_3 + 5\ KI + 3\ H_2SO_4 \rightarrow 3\ I_2 + 3\ H_2O + 3\ K_2SO_4$$

Parte del yodo generado reacciona con el ácido ascórbico de la muestra según la siguiente reacción:

$$1\ \text{ácido ascórbico} + 1\ I_2 \rightarrow 1\ \text{ácido dehidroascórbico} + 2\ I^-$$

Paso 3: Se observó que el resto del yodo generado, el que no reaccionó con el analito (ácido ascórbico), reaccionaba con 5,40 mL de disolución de tiosulfato de sodio 0,0510 M según la reacción:

$$2\ \text{tiosulfato de sodio} + 1\ I_2 \rightarrow 1\ \text{tetrationato de sodio} + 2\ I^-$$

a) De acuerdo con el reactivo limitante, determine los moles de yodo generados en el paso 2.
b) De acuerdo con la reacción que se da en el paso 3, determine los moles de yodo que no reaccionan con el analito.
c) De acuerdo con los resultados obtenidos en a) y b), determine los moles de yodo consumidos por el analito y los moles de ácido ascórbico contenidos en la alícuota de 5,00 mL.
d) Determine los moles y los gramos de ácido ascórbico contenidos en cada pastilla para saber si se cumplen las indicaciones de la etiqueta del producto.
Dato. Masa molar del ácido ascórbico = 176,1 g mol^{-1}.

(Castilla y León 2023)

a) Al tener cantidades de ambos reactivos es necesario determinar cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left.\begin{array}{l} 5{,}00\ \text{mL KI 0,500 M} \cdot \dfrac{0{,}500\ \text{mmol KI}}{1\ \text{mL KI 0,500 M}} = 2{,}50\ \text{mmol KI} \\ 10{,}0\ \text{mL } KIO_3\ \text{0,0102 M} \cdot \dfrac{0{,}0102\ \text{mol } KIO_3}{1\ \text{mL } KIO_3\ \text{0,0102 M}} = 0{,}102\ \text{mmol } KIO_3 \end{array}\right\} \rightarrow \frac{2{,}50\ \text{mmol KI}}{0{,}102\ \text{mmol } KIO_3} = 24{,}5$$

Como la relación molar es mayor que 5 quiere decir que sobra KI, por lo que KIO_3 es el reactivo limitante que determina la cantidad de I_2 que se forma:

$$0{,}102\ \text{mmol } KIO_3 \cdot \frac{3\ \text{mmol } I_2}{1\ \text{mmol } KIO_3} = 0{,}306\ \text{mmol } I_2$$

b) Relacionando el tiosulfato (TIO) con el que I_2 que no reacciona con el ácido ascórbico (AA):

$$5{,}40\ \text{mL TIO 0,0510 M} \cdot \frac{0{,}0510\ \text{mmol TIO}}{1\ \text{mL TIO 0,0510 M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol } I_2}{2\ \text{mmol TIO}} = 0{,}138\ \text{mmol } I_2$$

c) Haciendo un balance de materia con el I_2 se obtiene la cantidad de este que reacciona con el ácido ascórbico (AA):

$$0{,}306\ \text{mmol}\ I_2\ \text{(total)} - 0{,}138\ \text{mmol}\ I_2\ \text{(reac. TIO)} = 0{,}168\ \text{mmol}\ I_2\ \text{(reac. AA)}$$

Relacionando el I_2 con el ácido ascórbico (AA):

$$0{,}168\ \text{mmol}\ I_2 \cdot \frac{1\ \text{mmol ASC}}{1\ \text{mmol}\ I_2} = 0{,}168\ \text{mmol AA}$$

d) La cantidad de ácido ascórbico (AA) contenido en la pastilla es:

$$100{,}0\ \text{mL disolución} \cdot \frac{0{,}168\ \text{mmol AA}}{\text{alícuota}} \cdot \frac{1\ \text{alícuota}}{5{,}00\ \text{mL disolución}} = 3{,}36\ \text{mmol AA}$$

$$3{,}36\ \text{mmol ASC} \cdot \frac{176{,}1\ \text{mg AA}}{1\ \text{mmol AA}} = 592\ \text{mg ASC}$$

Como la masa de AA (592 mg) encontrado en la pastilla es superior a 500 mg, sí se cumplen las especificaciones.

8.44. Ajuste la siguiente reacción por el método del ion-electrón, indicando las semirreacciones de oxidación y reducción, así como, el agente oxidante y reductor:

$$K_2Cr_2O_7 + HClO_4 + HI \rightarrow Cr(ClO_4)_3 + KClO_4 + I_2 + H_2O$$

Si se hace reaccionar 250 mL de una disolución de IH 0,100 M con 1,598 g de $K_2Cr_2O_7$ y exceso de $HClO_4$, ¿qué masa de I_2 se podrá obtener si el rendimiento de la reacción es del 50,0 %?

(Canarias 2023)

Este ajuste se encuentra resuelto en Canarias 2008.

Añadiendo los iones que faltan (8 ClO_4^- y 2 K^+) se obtiene la ecuación molecular final:

$$K_2Cr_2O_7 + 8\ HClO_4 + 6\ HI \rightarrow 2\ Cr(ClO_4)_3 + 3\ I_2 + 2\ KClO_4 + 7\ H_2O$$

$Cr_2O_7^{2-}$ es el oxidante, la especie que gana electrones y se reduce.

I^- es el reductor, la especie que cede electrones y se oxida.

Al disponer de cantidades de HI y $K_2Cr_2O_7$, es preciso determinar cuál de ellas es el reactivo limitante. La cantidad de cada una es:

$$\left.\begin{array}{l} 250\ \text{mL HI 0,100 M} \cdot \dfrac{1\ \text{mL HI 0,100 M}}{10^3\ \text{mL HI 0,100 M}} \cdot \dfrac{0{,}100\ \text{mmol HI}}{1\ \text{L HI 0,100 M}} = 25{,}0\ \text{mmol HI} \\ 1{,}598\ \text{g}\ K_2Cr_2O_7 \cdot \dfrac{10^3\ \text{mg}\ K_2Cr_2O_7}{1\ \text{g}\ K_2Cr_2O_7} \cdot \dfrac{1\ \text{mmol}\ K_2Cr_2O_7}{294{,}2\ \text{mg}\ K_2Cr_2O_7} = 5{,}43\ \text{mmol}\ K_2Cr_2O_7 \end{array}\right\}$$

La relación molar en la que se encuentran ambas sustancias es:

$$\frac{25{,}0\ \text{mmol HI}}{5{,}43\ \text{mmol}\ K_2Cr_2O_7} = 4{,}60$$

Como la relación molar obtenida es menor que 6 quiere decir que queda $K_2Cr_2O_7$ sin reaccionar, por lo que el HI es el reactivo limitante que determina la cantidad de I_2 que se forma.

Relacionando HI y I_2 y teniendo en cuenta un rendimiento del 50,0 %:

$$25{,}0\ \text{mmol HI} \cdot \frac{3\ \text{mmol}\ I_2}{6\ \text{mmol HI}} \cdot \frac{253{,}8\ \text{mg}\ I_2}{1\ \text{mmol}\ I_2} \cdot \frac{1\ \text{g}\ I_2}{10^3\ \text{mg}\ I_2} \cdot \frac{50{,}0\ \text{g}\ I_2\ \text{(real)}}{100\ \text{g}\ I_2\ \text{(teórico)}} = 3{,}17\ \text{g}\ I_2$$

III. GASES

1. LEYES Y ECUACIÓN DE ESTADO DE LOS GASES IDEALES

1.1. El monóxido de nitrógeno reacciona con oxígeno para dar dióxido de nitrógeno. Se tiene dos depósitos, separados mediante un tabique, de 4,0 y 2,0 L, respectivamente. El primero contiene monóxido de nitrógeno a 0,50 atm y el segundo oxígeno a 2,0 atm. Cuando se elimina el tabique de separación la reacción entre los dos gases ocurre rápidamente hasta completarse. Determine la composición volumétrica (%) de la mezcla gaseosa obtenida y calcule la presión total y las presiones parciales de los gases que componen la mezcla.
Suponga que la temperatura permanece constante a 23 °C.

(Asturias 1998)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre los gases de ambos depósitos es:

$$2\ NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ NO_2(g)$$

Al existir cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el reactivo limitante para poder calcular la cantidad de NO_2 obtenida. Considerando comportamiento ideal, la cantidad inicial de cada gas es:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{0{,}50\ \text{atm} \cdot 4{,}0\ \text{L}}{RT} = \dfrac{2{,}0}{RT}\ \text{mol NO} \\ \dfrac{2{,}0\ \text{atm} \cdot 2{,}0\ \text{L}}{RT} = \dfrac{4{,}0}{RT}\ \text{mol } O_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{\dfrac{2{,}0}{RT}\ \text{mol NO}}{\dfrac{4{,}0}{RT}\ \text{mol } O_2} = 0{,}50$$

Como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es menor que 2, quiere decir que sobra O_2, por lo que el NO que es el reactivo limitante de la reacción que determina la cantidad formada de NO_2.

Relacionando el limitante con O_2 y NO_2:

$$\frac{2{,}0}{RT}\ \text{mol NO} \cdot \frac{1\ \text{mol } O_2}{2\ \text{mol NO}} = \frac{1{,}0}{RT}\ \text{mol } O_2\ \text{(consumido)}$$

$$\frac{4{,}0}{RT}\ \text{mol } O_2\ \text{(inicial)} - \frac{1{,}0}{RT}\ \text{mol } O_2\ \text{(consumido)} = \frac{3{,}0}{RT}\ \text{mol } O_2\ \text{(exceso)}$$

$$\frac{2{,}0}{RT}\ \text{mol NO} \cdot \frac{2\ \text{mol } NO_2}{2\ \text{mol NO}} = \frac{2{,}0}{RT}\ \text{mol } NO_2$$

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), la composición volumétrica y molar de una mezcla gaseosa son iguales:

$$\frac{\dfrac{3{,}0}{RT}\ \text{mol } O_2}{\dfrac{3{,}0}{RT}\ \text{mol } O_2 + \dfrac{2{,}0}{RT}\ \text{mol } NO_2} \cdot 100 = 60\ \%\ O_2$$

$$\frac{\dfrac{2{,}0}{RT}\ \text{mol } NO_2}{\dfrac{3{,}0}{RT}\ \text{mol } O_2 + \dfrac{2{,}0}{RT}\ \text{mol } NO_2} \cdot 100 = 40\ \%\ NO_2$$

Las presiones parciales ejercidas por los gases finales son:

$$p_{O_2} = \frac{\dfrac{3{,}0}{RT}\ \text{mol } O_2 \cdot RT}{(2+4)\ \text{L}} = 0{,}50\ \text{atm}$$

$$p_{NO_2} = \frac{\dfrac{2{,}0}{RT}\ \text{mol } N_2 \cdot RT}{(2+4)\ \text{L}} = 0{,}33\ \text{atm}$$

La presión total de la mezcla gaseosa final es:

$$p = \frac{\left(\frac{3{,}0}{RT} + \frac{2{,}0}{RT}\right)\ \text{mol} \cdot RT}{(2+4)\ \text{L}} = 0{,}83\ \text{atm}$$

1.2. Se dispone de dos recipientes cerrados de vidrio A y B, de 2,00 L y 3,00 L, respectivamente, ambos a la temperatura de 300 °C y unidos entre sí por una llave. Con la llave cerrada, A contiene nitrógeno a la presión de 530 Torr y, en B hay oxígeno a la presión de 0,257 atm. Suponiendo que la temperatura del sistema no se modifica, cuál será la presión del conjunto una vez abierta la llave de conexión?
(Dato. El factor de conversión atm/Torr es $1{,}316 \cdot 10^{-3}$).

(Castilla y León 1998)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas en cada recipiente es:

$$n_{N_2} = \frac{530\ \text{Torr} \cdot 2{,}00\ \text{L}}{(R\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot T\ \text{K}} \cdot \frac{1{,}316 \cdot 10^{-3}\ \text{atm}}{1\ \text{Torr}} = \frac{1{,}40}{RT}\ \text{mol N}_2$$

$$n_{O_2} = \frac{0{,}257\ \text{atm} \cdot 3{,}00\ \text{L}}{(R\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot T\ \text{K}} = \frac{0{,}771}{RT}\ \text{mol O}_2$$

La cantidad total de gas en el sistema es:

$$n_{\text{total}} = \frac{1{,}40}{RT}\text{mol N}_2 + \frac{0{,}771}{RT}\text{mol O}_2 = \frac{2{,}17}{RT}\ \text{mol mezcla}$$

La presión al abrir la llave del sistema es:

$$p = \frac{\frac{2{,}17}{RT}\ \text{mol} \cdot (R\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot T\ \text{K}}{(2{,}00+3{,}00)\ \text{L}} = 0{,}434\ \text{atm}$$

1.3. La densidad de cierto gas es 1,85 g L^{-1} a 80,0 cmHg y 50 °C. ¿Cuál es su densidad en condiciones normales?
¿Qué volumen ocuparán 3,00 mol del citado gas medidos sobre agua a 70 °C y 1 atm?
(Dato. Presión de vapor del agua a 70 °C, $p° = 233{,}7$ mmHg).

(Castilla y León 1999)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

Relacionando las densidades en las diferentes condiciones:

$$\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{\frac{p_1\ M}{R\ T_1}}{\frac{p_2\ M}{R\ T_2}} \qquad \rightarrow \qquad \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{p_1\ T_2}{p_2\ T_1}$$

El valor de la densidad en las condiciones propuestas es:

$$\rho_2 = 1{,}85\ \text{g L}^{-1} \cdot \frac{760\ \text{mmHg} \cdot (50+273{,}15)\ \text{K}}{80{,}0\ \text{cmHg} \cdot 273{,}15\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{cmHg}}{10\ \text{mmHg}} = 2{,}08\ \text{g L}^{-1}$$

Suponiendo comportamiento ideal y teniendo en cuenta que el gas se encuentra recogido sobre agua, el volumen ocupado por el mismo es:

$$V = \frac{3{,}00\ \text{mol} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (70+273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm} - \left(233{,}7\ \text{mmHg} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}}\right)} = 122\ \text{L}$$

1.4. En un recipiente de 3,0 L de capacidad se recogen 5,0 L de oxígeno a 2,0 atm de presión y 10,0 L de nitrógeno a 4,0 atm. Se extraen 20,0 L de la mezcla gaseosa a 1,0 atm de presión. Sabiendo que la temperatura permanece invariable a 25 °C, calcule:
a) La presión final en el recipiente.
b) Los gramos de oxígeno y de nitrógeno que contiene el recipiente al final del proceso.

(Castilla y León 2000)

a) Considerando comportamiento ideal, el número de moles de cada gas es:

$$n_{O_2} = \frac{2{,}0\ \text{atm} \cdot 5{,}0\ \text{L}}{(R\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot T\ \text{K}} = \frac{10}{RT}\ \text{mol O}_2$$

$$n_{N_2} = \frac{4{,}0\ \text{atm} \cdot 10{,}0\ \text{L}}{(R\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot T\ \text{K}} = \frac{40}{RT}\ \text{mol N}_2$$

▪ La cantidad inicial de mezcla gaseosa que se introduce en el recipiente es:

$$n_{\text{inicial}} = \frac{10}{RT}\text{mol O}_2 + \frac{40}{RT}\text{mol N}_2 = \frac{50}{RT}\ \text{mol mezcla}$$

▪ La cantidad de mezcla gaseosa extraída del recipiente es:

$$n_{\text{extraído}} = \frac{1{,}0\ \text{atm} \cdot 20{,}0\ \text{L}}{(R\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot T\ \text{K}} = \frac{20}{RT}\ \text{mol mezcla}$$

▪ La cantidad de mezcla gaseosa que queda al final en el recipiente es:

$$n_{\text{final}} = \frac{50}{RT}\ \text{mol mezcla} - \frac{20}{RT}\text{mol mezcla} = \frac{30}{RT}\ \text{mol mezcla}$$

La presión final en el recipiente es:

$$p = \frac{\frac{30}{RT}\text{mol} \cdot (R\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot T\ \text{K}}{3{,}0\ \text{L}} = 10\ \text{atm}$$

b) Las fracciones molares de cada gas en la mezcla inicial son:

$$y_{O_2} = \frac{\frac{10}{RT}\text{mol O}_2}{\frac{10}{RT}\text{mol O}_2 + \frac{40}{RT}\text{mol N}_2} = 0{,}20$$

$$y_{N_2} = 1 - y_{O_2} = (1 - 0{,}20) = 0{,}80$$

Considerando que después de extraer parte de la mezcla la fracción molar se mantiene constante, el número de moles de cada gas en la mezcla final es:

$$n_{O_2} = 0{,}20 \cdot \frac{30}{RT}\ \text{mol O}_2 \qquad n_{N_2} = 0{,}80 \cdot \frac{30}{RT}\ \text{mol N}_2$$

Las masas de ambos gases al final del proceso son:

$$m_{O_2} = 0{,}20 \cdot \frac{30\ \text{mol O}_2}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{32{,}0\ \text{g O}_2}{1\ \text{mol O}_2} = 7{,}9\ \text{g O}_2$$

$$m_{N_2} = 0{,}80 \cdot \frac{30\ \text{mol N}_2}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{28{,}0\ \text{g N}_2}{1\ \text{mol N}_2} = 27\ \text{g N}_2$$

1.5. Un depósito de 700 dm^3, que se encuentra a una temperatura de 15 °C, está lleno de un gas cuya composición en masa es 70 % de propano y 30 % de butano. La presión inicial en el depósito es 250 atm. El gas alimenta a un quemador donde se consume a razón de 30,2 L min^{-1}, medido a 25 °C y 1 atm. El sistema de control del quemador lanza una señal de aviso cuando la presión en el depósito es inferior a 12 atm.
a) ¿Cuánto tiempo cabe esperar que tarde en producirse el aviso?
b) ¿Qué caudal de aire, expresado en L min^{-1}, es necesario para quemar el gas? (Condiciones: $p = 1$ atm y $T = 25$ °C).
(Dato. Composición volumétrica del aire: 21 % de oxígeno y 79 % de otros gases inertes a efectos de la combustión).

(Extremadura 2000)

a) Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas inicial y final es:

$$n_0 = \frac{250\ \text{atm} \cdot 700\ \text{L}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (15 + 273{,}15)\ \text{K}} = 7{,}41{\cdot}10^3\ \text{mol}$$

$$n_\text{f} = \frac{12\ \text{atm} \cdot 700\ \text{L}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (15 + 273{,}15)\ \text{K}} = 356\ \text{mol}$$

El número de moles de gas que han salido del depósito es:

$$\Delta n = \left(7{,}41{\cdot}10^3 - 356\right)\ \text{mol} = 7{,}05{\cdot}10^3\ \text{mol}$$

El volumen que ocupa en condiciones ambientales es:

$$V = \frac{(7{,}05{\cdot}10^3\ \text{mol}) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 1{,}72{\cdot}10^5\ \text{L}$$

Relacionando el volumen con el caudal volumétrico se obtiene el tiempo que puede funcionar el quemador:

$$1{,}72{\cdot}10^5\ \text{L} \cdot \frac{1\ \text{min}}{30{,}2\ \text{L}} = 5{,}70{\cdot}10^3\ \text{min}$$

b) Si la mezcla está formada por 70 % de C_3H_8 y 30 % de C_4H_{10}, las fracciones másicas de la misma son:

$$\omega_{C_3H_8} = 0{,}70 \qquad \omega_{C_4H_{10}} = 0{,}30$$

Cambiando las fracciones másicas a fracciones molares:

$$y_{C_3H_8} = \frac{0{,}70\ \text{g}\ C_3H_8 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_3H_8}{44{,}0\ \text{g}\ C_3H_8}}{0{,}70\ \text{g}\ C_3H_8 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_3H_8}{44{,}0\ \text{g}\ C_3H_8} + 0{,}30\ \text{g}\ C_4H_{10} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_4H_{10}}{58{,}0\ \text{g}\ C_4H_{10}}} = 0{,}76$$

$$y_{C_4H_{10}} = \left(1 - y_{C_3H_8}\right) = (1 - 0{,}76) = 0{,}24$$

Las ecuaciones químicas correspondientes a la combustión de los dos hidrocarburos de la mezcla son:

$$C_3H_8(\text{g}) + 5\ O_2(\text{g}) \rightarrow 3\ CO_2(\text{g}) + 4\ H_2O(\text{l})$$

$$C_4H_{10}(\text{g}) + \tfrac{13}{2}\ O_2(\text{g}) \rightarrow 4\ CO_2(\text{g}) + 5\ H_2O(\text{l})$$

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), la composición molar de una mezcla gaseosa coincide con la volumétrica, así que se puede relacionar el caudal de mezcla gaseosa que se quema con el O_2 y aire necesario para la combustión:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{30{,}2\ \text{L mezcla}}{\text{min}} \cdot \dfrac{0{,}76\ \text{L}\ C_3H_8}{1\ \text{L mezcla}} \cdot \dfrac{5\ \text{L}\ O_2}{1\ \text{L}\ C_3H_8} \cdot \dfrac{100\ \text{L aire}}{21\ \text{L}\ O_2} = 546\dfrac{\text{L aire}}{\text{min}} \\ \dfrac{30{,}2\ \text{L mezcla}}{\text{min}} \cdot \dfrac{0{,}24\ \text{L}\ C_4H_{10}}{1\ \text{L mezcla}} \cdot \dfrac{13\ \text{L}\ O_2}{2\ \text{L}\ C_4H_{10}} \cdot \dfrac{100\ \text{L aire}}{21\ \text{L}\ O_2} = 224\dfrac{\text{L aire}}{\text{min}} \end{array}\right\} \rightarrow\ V = 770\dfrac{\text{L aire}}{\text{min}}$$

1.6. Un recipiente de 20,0 mL contiene nitrógeno a 25 °C y 0,800 atm y otro de 50,0 mL contiene helio a 25 °C y 0,400 atm.
a) Determine el número de moles, de moléculas y de átomos en cada recipiente.
b) Si se conectan los dos recipientes a través de un tubo capilar, ¿cuáles son las presiones parciales de cada gas y la total del sistema?
c) Calcule la concentración de cada gas en la mezcla, expresada en fracción molar y porcentaje en masa.

(Canarias 2001)

a) Considerando comportamiento ideal, el número de moles de cada gas es:

$$n_{N_2} = \frac{0{,}800\ \text{atm} \cdot 20{,}0\ \text{mL}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} = 6{,}54{\cdot}10^{-4}\ \text{mol N}_2$$

$$n_{He} = \frac{0{,}400\ \text{atm} \cdot 50{,}0\ \text{mL}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} = 8{,}18{\cdot}10^{-4}\ \text{mol He}$$

El número de partículas contenidas en cada recipiente es:

$$6{,}54{\cdot}10^{-4}\ \text{mol N}_2 \cdot \frac{6{,}022{\cdot}10^{23}\ \text{moléculas N}_2}{1\ \text{mol N}_2} = 3{,}94{\cdot}10^{20}\ \text{moléculas N}_2$$

$$3{,}94{\cdot}10^{20}\ \text{moléculas N}_2 \cdot \frac{2\ \text{átomos N}}{1\ \text{moléculas N}_2} = 7{,}98{\cdot}10^{20}\ \text{átomos N}$$

$$8{,}18{\cdot}10^{-4}\ \text{mol He} \cdot \frac{6{,}022{\cdot}10^{23}\ \text{átomos He}}{1\ \text{mol He}} = 4{,}93{\cdot}10^{20}\ \text{átomos He}$$

b) Al conectar ambos recipientes el volumen total del sistema es:

$$V_t = V_1 + V_2 = (50{,}0 + 20{,}0) = 70{,}0\ \text{mL}$$

Las respectivas presiones parciales son:

$$p_{N_2} = \frac{(6{,}54{\cdot}10^{-4}\ \text{mol}) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{70{,}0\ \text{mL}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL}}{1\ \text{L}} = 0{,}228\ \text{atm}$$

$$p_{He} = \frac{(8{,}18{\cdot}10^{-4}\ \text{mol}) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{70{,}0\ \text{mL}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL}}{1\ \text{L}} = 0{,}286\ \text{atm}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión total de la mezcla es la suma de las presiones parciales de los componentes:

$$p_t = p_{N_2} + p_{He} = (0{,}228 + 0{,}286)\ \text{atm} = 0{,}514\ \text{atm}$$

c) Las fracciones molares son:

$$y_{N_2} = \frac{6{,}54{\cdot}10^{-4}\ \text{mol N}_2}{6{,}54{\cdot}10^{-4}\ \text{mol N}_2 + 8{,}18{\cdot}10^{-4}\ \text{mol He}} = 0{,}444$$

$$y_{He} = \left(1 - y_{N_2}\right) = (1 - 0{,}444) = 0{,}556$$

La masa molar media de la mezcla gaseosa es:

$$M = (0{,}444 \cdot 28{,}0\ \text{g mol}^{-1}) + (0{,}556 \cdot 4{,}0\ \text{g mol}^{-1}) = 14{,}6\ \text{g mol}^{-1}$$

La masa de cada uno de los componentes de un mol de mezcla es:

$$\left.\begin{aligned} m_{N_2} &= 0{,}444\ \text{mol N}_2 \cdot \frac{28{,}0\ \text{g N}_2}{1\ \text{mol N}_2} = 12{,}4\ \text{g N}_2 \\ m_{He} &= 0{,}556\ \text{mol He} \cdot \frac{4{,}0\ \text{g He}}{1\ \text{mol He}} = 2{,}22\ \text{g He} \end{aligned}\right\} \rightarrow \quad 14{,}6\ \text{g}$$

La composición de la mezcla expresada como porcentaje en masa es:

$$\frac{12{,}4\ \text{g}\ \text{N}_2}{(12{,}4 + 2{,}22)\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 84{,}8\ \%\ \text{N}_2$$

$$\frac{2{,}22\ \text{g He}}{(12{,}4 + 2{,}22)\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 15{,}2\ \%\ \text{He}$$

1.7. Un laboratorio dedicado al estudio de los efectos de los productos químicos en el cuerpo humano ha establecido que no se puede sobrepasar la concentración de 10 ppm de HCN en el aire durante 8 horas seguidas si se quieren evitar riesgos para la salud.
Sabiendo que una dosis letal de cianuro de hidrógeno en el aire (según el índice Merck) es de 300 mg de HCN por kg de aire, a temperatura ambiente, calcule:
a) ¿A cuántos mg de HCN por kg de aire equivalen las 10 ppm?
b) ¿Qué fracción de dosis letal representan las 10 ppm?
c) Si se considera que la dosis letal del HCN en sangre equivale a una concentración de 1,1 mg por kg de peso, ¿qué volumen de una disolución de HCN 0,010 M se debe administrar a una cobaya de laboratorio de 335 g de peso para su fallecimiento?
(Datos. Composición media del aire en volumen: 79 % N_2 y 21 % O_2. 1 ppm = 1 cm^3/m^3).
(Murcia 2002)

a) La dosis de HCN en el aire es:

$$10\ \text{ppm HCN} = 10\ \frac{\text{cm}^3\ \text{HCN}}{\text{m}^3\ \text{aire}}$$

Para pasar de m^3 de aire a kg de aire es necesario determinar previamente su masa molar. Sabiendo que su composición media en volumen es 79 % de nitrógeno y 21 % de oxígeno y que, de acuerdo con la ley de Avogadro (1811), esta coincide con la composición molar:

$$M = \frac{79\ \text{mol}\ \text{N}_2 \cdot \frac{28{,}0\ \text{g}\ \text{N}_2}{1\ \text{mol}\ \text{N}_2} + 21\ \text{mol}\ \text{O}_2 \cdot \frac{32{,}0\ \text{g}\ \text{O}_2}{1\ \text{mol}\ \text{O}_2}}{100\ \text{mol aire}} = 29\ \text{g mol}^{-1}$$

Teniendo en cuenta que 1 mol de cualquier gas ocupa V L, en determinadas condiciones de p y T, se puede obtener la razón molar del HCN en aire:

$$10\ \frac{\text{cm}^3\ \text{HCN}}{\text{m}^3\ \text{aire}} \cdot \frac{\text{m}^3\ \text{aire}}{10^3\ \text{L aire}} \cdot \frac{V\ \text{L aire}}{1\ \text{mol aire}} \cdot \frac{1\ \text{L HCN}}{10^3\ \text{cm}^3\ \text{HCN}} \cdot \frac{1\ \text{mol HCN}}{V\ \text{L HCN}} = 1{,}0 \cdot 10^{-5}\ \frac{\text{mol HCN}}{\text{mol aire}}$$

Convirtiendo la razón molar en razón másica:

$$1{,}0 \cdot 10^{-5}\ \frac{\text{mol HCN}}{\text{mol aire}} \cdot \frac{1\ \text{mol aire}}{29\ \text{g aire}} \cdot \frac{27{,}0\ \text{g HCN}}{1\ \text{mol HCN}} \cdot \frac{10^3\ \text{g aire}}{1\ \text{kg aire}} \cdot \frac{10^3\ \text{mg HCN}}{1\ \text{g HCN}} = 9{,}3\ \frac{\text{mg HCN}}{\text{kg aire}}$$

b) Relacionando las 10 ppm con la dosis letal:

$$\frac{9{,}3\ \text{mg HCN kg aire}^{-1}}{300\ \text{mg HCN kg aire}^{-1}} \cdot 100 = 3{,}1\ \%$$

c) La cantidad de HCN en la sangre de la cobaya necesaria para alcanzar la dosis letal es:

$$335\ \text{g muestra} \cdot \frac{1\ \text{kg muestra}}{10^3\ \text{g muestra}} \cdot \frac{1{,}1\ \text{mg HCN}}{\text{kg muestra}} \cdot \frac{1\ \text{g HCN}}{10^3\ \text{mg HCN}} \cdot \frac{1\ \text{mol HCN}}{27{,}0\ \text{g HCN}} = 1{,}4 \cdot 10^{-5}\ \text{mol HCN}$$

Relacionando la dosis letal de HCN en sangre en la cobaya con la disolución 0,010 M:

$$1{,}4 \cdot 10^{-5}\ \text{mol HCN} \cdot \frac{1\ \text{L HCN 0,010 M}}{0{,}010\ \text{mol HCN}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL HCN 0,010 M}}{1\ \text{L HCN 0,010 M}} = 1{,}4\ \text{mL HCN 0,010 M}$$

1.8. Un gas de combustión tiene la siguiente composición en volumen:
nitrógeno = 79,2 %; oxígeno = 7,2 %; dióxido de carbono = 13,6 %.
Un mol de este gas se pasa a un evaporador, que se encuentra a 200 °C y 743 mmHg, en el que incorpora agua y sale del evaporador a 85 °C y 740 mmHg, con la siguiente composición en volumen:
nitrógeno = 48,3 %; oxígeno = 4,4 %; dióxido de carbono = 8,3 %; agua = 39,0 %.
Calcule:
a) El volumen de gas que sale del evaporador por cada 100 L de gas que entra.
b) El peso de agua evaporada por cada 100 L de gas que entra.

(Extremadura 2005)

a) De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), la composición molar de una mezcla gaseosa coincide con la volumétrica y para determinar el volumen de gas que sale del evaporador se realiza un balance de materia respecto a uno cualquiera de los gases de la mezcla, por ejemplo N_2:

$$(n \cdot y_{N_2})_{\text{entrada}} = (n \cdot y_{N_2})_{\text{salida}}$$

Considerando comportamiento ideal para la mezcla gaseosa:

$$\frac{100\ \text{L} \cdot 743\ \text{mmHg} \cdot \dfrac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}}}{R\ (200 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot 0{,}792 = \frac{V\ \text{L} \cdot 740\ \text{mmHg} \cdot \dfrac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}}}{R\ (85 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot 0{,}483$$

Se obtiene, $V = 125$ L.

(Si se realiza el balance de materia con cualquiera de los otros gases se obtiene el mismo resultado).

b) El número de moles de gas a la salida del evaporador es:

$$n_{\text{salida}} = \frac{125\ \text{L gas} \cdot 740\ \text{mmHg}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (85 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 4{,}14\ \text{mol}$$

La masa de agua evaporada contenida en el gas es:

$$4{,}14\ \text{mol gas} \cdot \frac{39\ \text{mol } H_2O}{100\ \text{mol gas}} \cdot \frac{18{,}0\ \text{g } H_2O}{1\ \text{mol } H_2O} = 29\ \text{g } H_2O$$

1.9. Un depósito de 4,0 L de capacidad que contiene gas nitrógeno a 8,5 atm de presión, se conecta con otro recipiente que contiene 7,0 L de gas inerte argón a 6,0 atm de presión. ¿Cuál es la presión final en los dos recipientes?

(Baleares 2007)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas contenido en cada depósito es:

$$n_{N_2} = \frac{8{,}5\ \text{atm} \cdot 4{,}0\ \text{L}}{(R\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot T\ \text{K}} = \frac{34}{RT}\ \text{mol}$$

$$n_{Ar} = \frac{6{,}0\ \text{atm} \cdot 7{,}0\ \text{L}}{(R\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot T\ \text{K}} = \frac{42}{RT}\ \text{mol}$$

Si se conectan ambos depósitos la presión en su interior es:

$$p = \frac{(34 + 42)\ \dfrac{1}{RT}\ \text{mol} \cdot (R\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot T\ \text{K}}{(4{,}0 + 7{,}0)\ L} = 6{,}9\ \text{atm}$$

1.10. Un gas de gasógeno tiene la siguiente composición expresada en porcentaje en volumen: $CO_2 = 8{,}00$ %; $CO = 23{,}20$ %; $H_2 = 17{,}70$ %; $CH_4 = 1{,}10$ %; $N_2 = 50{,}00$ %. Calcule la densidad del gas a 23 °C y 763 mmHg.

(Valencia 2008)

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), la composición molar de una mezcla gaseosa coincide con la volumétrica. La masa de cada uno de los gases contenidos en 100 mol de mezcla es:

$$8{,}00\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 352\ \text{g}\ CO_2 \qquad 23{,}20\ \text{mol}\ CO \cdot \frac{28{,}0\ \text{g}\ CO}{1\ \text{mol}\ CO} = 650\ \text{g}\ CO$$

$$17{,}70\ \text{mol}\ H_2 \cdot \frac{2{,}0\ \text{g}\ H_2}{1\ \text{mol}\ H_2} = 35{,}4\ \text{g}\ H_2 \qquad 1{,}10\ \text{mol}\ CH_4 \cdot \frac{16{,}0\ \text{g}\ CH_4}{1\ \text{mol}\ CH_4} = 17{,}6\ \text{g}\ CH_4$$

$$50{,}00\ \text{mol}\ N_2 \cdot \frac{28{,}0\ \text{g}\ N_2}{1\ \text{mol}\ N_2} = 1{,}40{\cdot}10^3\ \text{g}\ N_2$$

La masa total de gases es:

$$m = 352\ \text{g}\ CO_2 + 650\ \text{g}\ CO + 35{,}4\ \text{g}\ H_2 + 17{,}6\ \text{g}\ CH_4 + 1{,}40{\cdot}10^3\ \text{g}\ N_2 = 2{,}45{\cdot}10^3\ \text{g gasógeno}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por los 100 mol de gas en las condiciones propuestas es:

$$V = \frac{100\ \text{mol} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (23 + 273{,}15)\ \text{K}}{763\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 2{,}42{\cdot}10^3\ \text{L}$$

La densidad del gas de gasógeno en esas condiciones es:

$$\rho = \frac{2{,}45{\cdot}10^3\ \text{g}}{2{,}42{\cdot}10^3\ \text{L}} = 1{,}01\ \text{g L}^{-1}$$

1.11. El gas que está dentro de un recipiente ejerce una presión de 120 kPa. Se extrae una cierta cantidad del gas que ocupa 230 dm^3 a 100 kPa. El gas restante del recipiente ejerce una presión de 80 kPa. Todas las medidas se han realizado a la misma temperatura. Calcule el volumen del recipiente.

(Baleares 2009)

▪ Considerando comportamiento ideal y llamando p a la equivalencia entre kPa y atm, la cantidad de gas contenido en el recipiente es:

$$n_0 = \frac{120\ \text{kPa} \cdot V\ \text{L}}{(R\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot T\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{p\ \text{kPa}} = \frac{120\ V}{pRT}\ \text{mol}$$

▪ La cantidad de gas extraído del recipiente es:

$$n_{\text{ext}} = \frac{100\ \text{kPa} \cdot 230\ \text{L}}{(R\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot T\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{p\ \text{kPa}} = \frac{2{,}3{\cdot}10^4}{pRT}\ \text{mol}$$

▪ La cantidad de gas que queda en el recipiente es:

$$n_{\text{fin}} = \frac{80\ \text{kPa} \cdot V\ \text{L}}{(R\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot T\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{p\ \text{kPa}} = \frac{80\ V}{pRT}\ \text{mol}$$

Haciendo un balance de materia del gas:

$$n_0 = n_{\text{ext}} + n_{\text{fin}}$$

El valor del volumen del recipiente es:

$$\frac{120\ V}{pRT} = \frac{2{,}3{\cdot}10^4}{pRT} + \frac{80\ V}{pRT} \qquad \rightarrow \qquad V = 575\ \text{L}$$

1.12. Un recipiente de acero de 3,00 L de volumen contiene a 22 °C una mezcla de gases no reactiva constituida por 1,40 g de N_2, 3,20 g de O_2 y 3,96 g de CO_2. Determine:
a) El número de moles, fracción molar, porcentaje en volumen y porcentaje en masa de cada gas.
b) La presión total y la presión parcial ejercida por cada gas.
c) La masa molar aparente de la mezcla.

(Murcia 2016)

a) El número de moles de cada uno de los gases y el total de la mezcla son:

$$\left.\begin{array}{r} 1{,}40\ \text{g}\ \text{N}_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ \text{N}_2}{28{,}0\ \text{g}\ \text{N}_2} = 0{,}0500\ \text{mol}\ \text{N}_2 \\ 3{,}20\ \text{g}\ \text{O}_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ \text{O}_2}{32{,}0\ \text{g}\ \text{O}_2} = 0{,}100\ \text{mol}\ \text{O}_2 \\ 3{,}96\ \text{g}\ \text{CO}_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ \text{CO}_2}{44{,}0\ \text{g}\ \text{CO}_2} = 0{,}0900\ \text{mol}\ \text{CO}_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad n_{\text{total}} = 0{,}240\ \text{mol mezcla}$$

Las fracciones molares de cada uno de los gases son:

$$y_{\text{N}_2} = \frac{0{,}0500\ \text{mol}\ \text{N}_2}{0{,}240\ \text{mol mezcla}} = 0{,}208$$

$$y_{\text{O}_2} = \frac{0{,}100\ \text{mol}\ \text{O}_2}{0{,}240\ \text{mol mezcla}} = 0{,}416$$

$$y_{\text{CO}_2} = \frac{0{,}0900\ \text{mol}\ \text{CO}_2}{0{,}240\ \text{mol mezcla}} = 0{,}375$$

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), por tratarse de una mezcla gaseosa la fracción molar coincide con el porcentaje en volumen de la misma expresado en tanto por uno. La composición en volumen expresada como porcentaje es:

$$y_{\text{N}_2} \cdot 100 = 0{,}208 \cdot 100 = 20{,}8\ \%\ \text{N}_2$$

$$y_{\text{O}_2} \cdot 100 = 0{,}416 \cdot 100 = 41{,}6\ \%\ \text{O}_2$$

$$y_{\text{CO}_2} \cdot 100 = 0{,}375 \cdot 100 = 37{,}5\ \%\ \text{CO}_2$$

La composición de la mezcla expresada como porcentaje en masa es:

$$\frac{1{,}40\ \text{g}\ \text{N}_2}{(1{,}40 + 3{,}20 + 3{,}96)\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 16{,}4\ \%\ \text{N}_2$$

$$\frac{3{,}20\ \text{g}\ \text{O}_2}{(1{,}40 + 3{,}20 + 3{,}96)\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 37{,}4\ \%\ \text{O}_2$$

$$\frac{3{,}96\ \text{g}\ \text{CO}_2}{(1{,}40 + 3{,}20 + 3{,}96)\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 46{,}3\ \%\ \text{CO}_2$$

b) Considerando comportamiento ideal, la presión ejercida por cada gas en el interior del recipiente es:

$$p_{\text{N}_2} = \frac{(0{,}0500\ \text{mol}\ \text{N}_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (22 + 273{,}15)\ \text{K}}{3{,}00\ \text{L}} = 0{,}403\ \text{atm}$$

$$p_{\text{O}_2} = \frac{(0{,}100\ \text{mol}\ \text{O}_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (22 + 273{,}15)\ \text{K}}{3{,}00\ \text{L}} = 0{,}807\ \text{atm}$$

$$p_{\text{CO}_2} = \frac{(0{,}0900\ \text{mol}\ \text{CO}_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (22 + 273{,}15)\ \text{K}}{3{,}00\ \text{L}} = 0{,}726\ \text{atm}$$

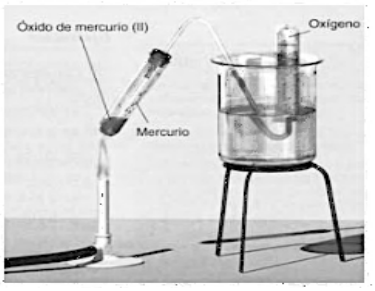
De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión total de la mezcla es la suma de las presiones parciales de los componentes:

$$p_{\text{t}} = p_{\text{N}_2} + p_{\text{O}_2} + p_{\text{CO}_2} = (0{,}403 + 0{,}807 + 0{,}726)\ \text{atm} = 1{,}94\ \text{atm}$$

c) La masa molar aparente de la mezcla es:

$$M = \frac{(1{,}40 + 3{,}20 + 3{,}96)\ \text{g mezcla}}{0{,}240\ \text{mol mezcla}} = 35{,}7\ \text{g mol}^{-1}$$

1.13. Para determinar el volumen molar del gas oxígeno, O_2, se mide el volumen de una masa dada del gas en unas ciertas condiciones. Para ello, se calienta una muestra de HgO sólido que se descompone en Hg y O_2. Para calcular la masa de oxígeno formado, se pesa el tubo de muestra antes y después del calentamiento, y el volumen de oxígeno formado se recoge sobre agua, según el montaje experimental de la figura adjunta.



Los datos de la experiencia son:

- peso del tubo con HgO antes del calentamiento = 24,475 g

- peso del tubo con Hg y HgO sin descomponer tras el calentamiento = 24,047 g

- volumen de oxígeno recogido (a 734,6 Torr y 22 °C) = 347 mL

- presión de vapor del agua del tubo (a 22 °C) = 24,8 Torr

Determine el volumen molar del oxígeno en condiciones normales con la información anterior.

(Extremadura 2017)

La masa de O_2 que se desprende en el experimento es:

$$24{,}475\ \text{g (antes del calentamiento)} - 24{,}047\ \text{g (tras el calentamiento)} = 0{,}428\ \text{g}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801) se obtiene la presión del gas seco:

$$p_{\text{total}} = p_{O_2} + p^\circ$$

El valor de presión parcial del O_2 es:

$$p_{O_2} = (734{,}6 - 24{,}8)\ \text{Torr} = 709{,}8\ \text{Torr}$$

La ecuación general de los gases ideales permite calcular el volumen ocupado por la masa de gas en condiciones normales de presión y temperatura:

$$\frac{p_1\,V_1}{T_1} = \frac{p_2\,V_2}{T_2}$$

$$\frac{709{,}8\ \text{Torr} \cdot 347\ \text{mL}}{(22 + 273{,}15)\ \text{K}} = \frac{760\ \text{Torr} \cdot V_2}{273{,}15\ \text{K}} \quad \rightarrow \quad V_2 = 300\ \text{mL}$$

Relacionando el volumen ocupado por esa masa de oxígeno con el número de moles de gas:

$$V_{\text{M}} = \frac{300\ \text{mL}\ O_2}{0{,}428\ \text{g}\ O_2} \cdot \frac{32{,}0\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} \cdot \frac{1\ \text{L}\ O_2}{10^3\ \text{mL}\ O_2} = 22{,}4\ \text{L mol}^{-1}$$

1.14. Las condiciones "normales" de presión y temperatura, son las condiciones a las que normalmente está un laboratorio, por ello, se tomaban como referencia a la hora de realizar las determinaciones de las propiedades físicas, químicas, etc. de una sustancia, objeto o sistema. Si bien parece razonable considerar "normal" un valor de la presión de trabajo en un laboratorio de 1 atmósfera, ¿qué temperatura se considera la "normal"? En algunos casos se toma 25 °C, otras veces 20 °C y, para otras interpretaciones, como cuando nos referimos a los gases, se toma 0 °C. Por ello, es muy común encontrar en la bibliografía la siguiente afirmación: "1 mol de cualquier gas en condiciones normales ocupa 22,4 litros". ¿Sabría obtener numéricamente ese valor?
Sin embargo, actualmente el término "condiciones normales" está desaconsejado por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC). La IUPAC define como condiciones normales al término cualitativo que es usado de acuerdo al criterio del investigador, y que normalmente implica a la temperatura y presión de un determinado sitio. Es decir, se toma la temperatura representativa del lugar y su presión atmosférica, por lo que estas condiciones varían de un punto a otro.
La IUPAC ha llegado al consenso de emplear el término de condiciones "estándar", que se corresponde a una presión de 10^5 Pa y una temperatura de 273,15 K (0 °C) si nos referimos a los gases y de 25 °C en el caso de otras ramas de la química como la termoquímica, electroquímica, etc. ¿Sabría calcular el volumen molar estándar de cualquier gas?
(Datos. Equivalencias: 0 °C = 273,15 K; 1 atm = 1,01325·10^5 Pa. R = 0,082057 atm L mol^{-1} K^{-1}).

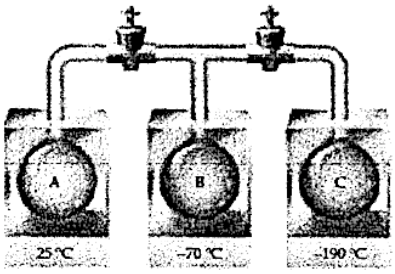
(Cádiz 2018)

El valor de la constante R obtenido a partir de la ecuación de estado de los gases ideales, sabiendo que 1 mol de cualquier gas, en condiciones normales, es decir, a 1 atm y 0 °C (273,15 K), ocupa un volumen de 22,4 L; expresado en las unidades propuestas es 0,082057 atm L mol^{-1} K^{-1}.

El valor del volumen molar de cualquier gas condiciones estándar, es decir, a 10^5 Pa y 273,15 K, es:

$$V_M = \frac{1\ \text{mol} \cdot (0{,}082057\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}}{10^5\ \text{Pa}} \cdot \frac{1{,}01325 \cdot 10^5\ \text{Pa}}{1\ \text{atm}} = 22{,}711\ \text{L mol}^{-1}$$

1.15. El aparato que se ilustra en la figura consiste en tres matraces de 1,00 L cada uno con aislante térmico (siempre están a la misma temperatura) conectados por unos conductos de volumen despreciable con llaves de paso intermedias cerradas.
El matraz A contiene una mezcla de $H_2O(g)$, $CO_2(g)$ y $N_2(g)$ a 25 °C y una presión de 564 mmHg. El matraz B está vacío y se mantiene siempre a una temperatura de –70 °C. El matraz C está vacío y se mantiene siempre a una temperatura de –190 °C.



a) Se abre la llave de paso entre A y B y se permite que el sistema alcance el equilibrio. La presión en A y B es ahora de 219 mmHg. ¿Qué especies contienen los matraces A y B?
b) ¿Cuántos moles de agua hay en el sistema?
c) Si después de alcanzado el equilibrio entre A y B se abre la llave de paso que hay entre B y C y se permite que se alcance el equilibrio, ahora la presión total de los tres matraces es de 33,5 mmHg. ¿Qué especies contienen los matraces A, B y C?
d) ¿Cuántos moles de dinitrógeno y dióxido de carbono hay en el sistema?
(Datos. El CO_2 sublima a –70 °C y el N_2 hierve a –196 °C).

(Castilla y León 2019)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de los tres gases que existen inicialmente en el matraz A (25 °C) es:

$$n_0 = (n_{H_2O} + n_{CO_2} + n_{N_2}) = \frac{564\ \text{mmHg} \cdot 1{,}00\ \text{L}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 0{,}0304\ \text{mol}$$

a) Si se abre la llave que conecta a los matraces A (25 °C) y B (–70 °C), el matraz A solo contiene $CO_2(g)$ y $N_2(g)$ ya que el H_2O condensa en el matraz B que contiene $H_2O(l)$ y $CO_2(g)$ y $N_2(g)$.

b) Considerando comportamiento ideal, el número de moles de CO_2 y N_2 que existen en los matraces A y B, respectivamente, es:

$$n_A = (n_{CO_2} + n_{N_2}) = \frac{219\ \text{mmHg} \cdot 1{,}00\ \text{L}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 0{,}0119\ \text{mol}$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de CO_2 y N_2 que existen en el matraz B es:

$$n_B = (n_{CO_2} + n_{N_2}) = \frac{219\ \text{mmHg} \cdot 1{,}00\ \text{L}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (-70 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 0{,}0173\ \text{mol}$$

La cantidad de H_2O existente en el sistema es:

$$n_{H_2O} = (n_0 - n_A - n_B) = (0{,}0304 - 0{,}0119 - 0{,}0173) = 1{,}09{\cdot}10^{-3}\ \text{mol } H_2O$$

c) Si se abre la llave que conecta a los matraces B (–70 °C) y C (–190 °C), el matraz A contiene solo $N_2(g)$, el matraz B contiene $H_2O(l)$ y $N_2(g)$ ya que el CO_2 condensa en el matraz C que contiene $N_2(g)$ y $CO_2(s)$.

d) Considerando comportamiento ideal, el número de moles de N_2 que existen en cada uno de los matraces A, B y C, respectivamente, es:

$$n_{N_2} = \frac{33{,}5\ \text{mmHg} \cdot 1{,}00\ \text{L}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 1{,}80{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}$$

$$n_{N_2} = \frac{33{,}5\ \text{mmHg} \cdot 1{,}00\ \text{L}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (-70 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 2{,}65{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}$$

$$n_{N_2} = \frac{33{,}5\ \text{mmHg} \cdot 1{,}00\ \text{L}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (-190 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 6{,}48{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}$$

Las cantidades de N_2 y CO_2 existentes en el sistema son, respectivamente:

$$n_{N_2} = \left(1{,}80{\cdot}10^{-3} + 2{,}65{\cdot}10^{-3} + 6{,}48{\cdot}10^{-3}\right) = 0{,}0109\ \text{mol } N_2$$

$$n_{CO_2} = \left(1{,}19{\cdot}10^{-2} + 1{,}73{\cdot}10^{-2} - 1{,}09{\cdot}10^{-2}\right) = 0{,}0183\ \text{mol } CO_2$$

2. MEZCLAS DE GASES

2.1. Ante la denuncia presentada en la Oficina de Consumo Municipal respecto al contenido de la conocida "bombona" de butano, ya que se teme que contenga una mezcla de este gas y propano, se hace analizar una de ellas. Para ello se toma una muestra gaseosa de 60 cm^3, se introduce en un recipiente adecuado y se le añade 600 cm^3 de oxígeno; se provoca la combustión completa y se obtiene un volumen final de mezcla gaseosa de 745 cm^3.
Las medidas de los volúmenes anteriores se realizaron bajo las mismas condiciones de presión y temperatura, siendo estas las responsables de que todas las especies químicas implicadas se encontrasen en estado gaseoso.
¿Contenía propano la muestra? Razone su respuesta.

(Murcia 1997) (Extremadura 2018)

Partiendo de las siguientes suposiciones:

- la "bombona" contiene $\begin{cases} x \text{ cm}^3 \text{ } C_3H_8 \\ y \text{ cm}^3 \text{ } C_4H_{10} \end{cases}$
- al final de la reacción quedan z cm^3 de O_2 sin reaccionar.

Aplicando la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808) y, escribiendo las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de combustión del butano y propano (se indican las cantidades, en volumen, consumidas de reactivos y formadas de productos).

- Combustión del butano:

$$C_4H_{10}(g) + \frac{13}{2}\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 5\ H_2O(g)$$

$$y \text{ cm}^3 \qquad \frac{13\,y}{2} \text{ cm}^3 \qquad 4y \text{ cm}^3 \qquad 5y \text{ cm}^3$$

- Combustión del propano:

$$C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(g)$$

$$x \text{ cm}^3 \qquad 5x \text{ cm}^3 \qquad 3x \text{ cm}^3 \qquad 4x \text{ cm}^3$$

Se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

- mezcla inicial ($C_4H_{10} + C_3H_8$): $x + y = 60$
- mezcla final ($CO_2 + H_2O + O_2$ sobrante): $9x + 7y + z = 745$
- oxígeno (O_2 consumido + O_2 sobrante): $6{,}5x + 5y + z = 600$

Se obtiene:

$$x = 50 \text{ cm}^3 \text{ } C_4H_{10} \qquad y = 10 \text{ cm}^3 \text{ } C_3H_8 \qquad z = 225 \text{ cm}^3 \text{ } O_2$$

Como se ha comprobado, la muestra contenía propano.

2.2. La combustión de 100 cm^3 de una mezcla de metano y butano en presencia de 400 cm^3 de oxígeno, conduce a la obtención de 160 cm^3 de dióxido de carbono. Todos los gases están medidos en condiciones normales. El agua formada en las condiciones de reacción se recoge en estado líquido. Calcule:
a) La composición de la mezcla inicial. Exprésela en porcentaje en volumen y en porcentaje en masa.
b) La cantidad de oxígeno que sobra expresada en moles.
c) Porcentaje en volumen de la mezcla de gases después de la combustión.

(Castilla y León 1997) (Córdoba 2015)

a) Aplicando la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808) y, escribiendo las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de combustión del metano y butano, se indican las cantidades, en volumen, consumidas de reactivos y formadas de productos, descartando el H_2O que es líquida:

▪ Combustión del metano:

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

$$x\ cm^3 \qquad 2x\ cm^3 \qquad x\ cm^3$$

▪ Combustión del butano:

$$C_4H_{10}(g) + \frac{13}{2}\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 5\ H_2O(g)$$

$$y\ cm^3 \qquad \frac{13y}{2}\ cm^3 \qquad 4y\ cm^3$$

Se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

▪ mezcla inicial $\qquad x + y = 100$

▪ CO_2 formado $\qquad x + 4y = 160$

Resolviendo el sistema se obtiene:

$$x = 80{,}0\ cm^3\ CH_4 \qquad y = 20{,}0\ cm^3\ C_4H_{10}$$

Expresando el resultado como porcentaje en volumen:

$$\frac{80{,}0\ cm^3\ CH_4}{100\ cm^3\ mezcla} \cdot 100 = 80{,}0\ \%\ CH_4$$

$$\frac{20{,}0\ cm^3\ C_4H_{10}}{100\ cm^3\ mezcla} \cdot 100 = 20{,}0\ \%\ C_4H_{10}$$

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), en una mezcla gaseosa coinciden la composición volumétrica y molar, por tanto, las masas correspondientes a 100 mol de mezcla son:

$$80{,}0\ mol\ CH_4 \cdot \frac{16{,}0\ g\ CH_4}{1\ mol\ CH_4} = 1{,}28 \cdot 10^3\ g\ CH_4$$

$$20{,}0\ mol\ C_4H_{10} \cdot \frac{58{,}0\ g\ C_4H_{10}}{1\ mol\ C_4H_{10}} = 1{,}16 \cdot 10^3\ g\ C_4H_{10}$$

La masa total de mezcla gaseosa es:

$$1{,}28 \cdot 10^3\ g\ CH_4 + 1{,}16 \cdot 10^3\ g\ C_4H_{10} = 2{,}44 \cdot 10^3\ g\ mezcla$$

Expresando el resultado como porcentaje en masa:

$$\frac{1{,}28 \cdot 10^3\ g\ CH_4}{2{,}44 \cdot 10^3\ g\ mezcla} \cdot 100 = 52{,}5\ \%\ CH_4 \qquad \frac{1{,}16 \cdot 10^3\ g\ C_4H_{10}}{2{,}44 \cdot 10^3\ g\ mezcla} \cdot 100 = 47{,}5\ \%\ C_4H_{10}$$

b) Para el O_2 se puede escribir la ecuación:

$$2\,x + 6{,}5\,y + z = 400 \qquad \text{siendo } z \text{ la cantidad de } O_2 \text{ en exceso}$$

Se obtiene, $z = 110\ cm^3\ O_2$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de O_2 es:

$$n = \frac{1\ atm \cdot 110\ cm^3}{(0{,}08206\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot 273{,}15\ K} \cdot \frac{1\ L}{10^3\ cm^3} = 4{,}91 \cdot 10^{-2}\ mol\ O_2$$

c) De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación las cantidades de CO_2 formado son:

$$\left.\begin{array}{l} 80{,}0\ cm^3\ CH_4 \cdot \dfrac{1\ cm^3\ CO_2}{1\ cm^3\ CH_4} = 80{,}0\ cm^3\ CO_2 \\ 20{,}0\ cm^3\ C_4H_{10} \cdot \dfrac{4\ cm^3\ CO_2}{1\ cm^3\ C_4H_{10}} = 80{,}0\ cm^3\ CO_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad 160\ cm^3\ CO_2$$

El volumen total de mezcla gaseosa al final de la reacción es:

$$160\ cm^3\ CO_2 + 110\ cm^3\ O_2 = 270\ cm^3\ \text{mezcla}$$

Expresando el resultado como porcentaje en volumen:

$$\frac{160\ cm^3\ CO_2}{270\ cm^3\ \text{mezcla}} \cdot 100 = 59{,}3\ \%\ CO_2$$

$$\frac{110\ cm^3\ O_2}{270\ cm^3\ \text{mezcla}} \cdot 100 = 40{,}7\ \%\ O_2$$

(El apartado c) se añade en Córdoba 2015).

2.3. En un recipiente cerrado existe una mezcla de metano y etano. Se quema esta mezcla de gases con exceso de oxígeno recogiéndose 3,070 g de dióxido de carbono y 1,931 g de agua. Determine la relación entre la presión parcial ejercida por el metano y la ejercida por el etano.

(Extremadura 1999) (Granada 2013)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones de combustión del metano y etano son:

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

$$C_2H_6(g) + \frac{7}{2}\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(g)$$

Llamando x e y a los moles de CH_4 y C_2H_6, respectivamente, se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$x\ mol\ CH_4 \cdot \frac{1\ mol\ CO_2}{1\ mol\ CH_4} + y\ mol\ C_2H_6 \cdot \frac{2\ mol\ CO_2}{1\ mol\ C_2H_6} = 3{,}070\ g\ CO_2 \cdot \frac{1\ mol\ CO_2}{44{,}0\ g\ CO_2} \qquad \text{(ec. 1)}$$

$$x\ mol\ CH_4 \cdot \frac{2\ mol\ H_2O}{1\ mol\ CH_4} + y\ mol\ C_2H_6 \cdot \frac{3\ mol\ H_2O}{1\ mol\ C_2H_6} = 1{,}931\ g\ H_2O \cdot \frac{1\ mol\ H_2O}{18{,}0\ g\ H_2O} \qquad \text{(ec. 2)}$$

Resolviendo el sistema se obtiene:

$$x = 5{,}24 \cdot 10^{-3}\ mol\ CH_4 \qquad y = 3{,}23 \cdot 10^{-2}\ mol\ C_2H_6$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas en una mezcla gaseosa se calcula mediante la expresión:

$$p_i = p\ y_i$$

Las presiones parciales de ambos gases son:

$$p_{CH_4} = p \cdot \frac{5{,}24{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ CH_4}{5{,}24{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ CH_4 + 3{,}23{\cdot}10^{-2}\ \text{mol}\ C_2H_6} = 0{,}140\ p\ \text{atm}$$

$$p_{C_2H_6} = p \cdot \frac{3{,}23{\cdot}10^{-2}\ \text{mol}\ C_2H_6}{5{,}24{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ CH_4 + 3{,}23{\cdot}10^{-2}\ \text{mol}\ C_2H_6} = 0{,}860\ p\ \text{atm}$$

La relación entre las presiones parciales del CH_4 y C_2H_6 es:

$$\frac{p_{CH_4}}{p_{C_2H_6}} = \frac{0{,}140\ p}{0{,}860\ p} = 0{,}163$$

2.4. Se hace estallar 50 mL de una mezcla de metano, CH_4, eteno, C_2H_4 y propano, C_3H_8, en presencia de 250 mL de oxígeno. Después de la combustión, y condensado el vapor de agua producido, el volumen de los gases era 175 mL, que quedaron reducidos a 60 mL después de atravesar una disolución concentrada de NaOH. Calcule la composición (en %) de la mezcla gaseosa inicial.
(Nota. Todos los volúmenes están medidos en las mismas condiciones de p y T).

(Valencia 2007)

Aplicando la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808) y, escribiendo las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de combustión del metano, eteno y propano, se indican las cantidades, en volumen, consumidas de reactivos y formadas de productos:

▪ Combustión del metano:

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

x mL $\quad 2x$ mL $\quad x$ mL

▪ Combustión del eteno:

$$C_2H_4(g) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

y mL $\quad 3y$ mL $\quad 2y$ mL

▪ Combustión del propano:

$$C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l)$$

z mL $\quad 5z$ mL $\quad 3z$ mL

Teniendo en cuenta que la mezcla de gases después de ser enfriada (para que condense H_2O) y absorbido el CO_2 por reacción con NaOH solo contiene O_2, el volumen de final de 60 mL corresponde al O_2 que queda sin reaccionar (k).

Se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

▪ mezcla inicial	$x + y + z = 50$
▪ O_2 introducido	$2x + 3y + 5z + k = 250$
▪ mezcla final (CO_2 + O_2 sobrante)	$x + 2y + 3z + k = 175$
▪ O_2 sobrante	$k = 60$

Eliminando el O_2 sobrante se pueden reescribir las ecuaciones como:

▪ mezcla inicial ($CH_4 + C_2H_4 + C_3H_8$)	$x + y + z = 50$
▪ O_2 consumido	$2x + 3y + 5z = 190$
▪ CO_2 absorbido por NaOH	$x + 2y + 3z = 115$

Resolviendo el sistema se obtiene:

$x = 10$ mL CH_4 $\quad y = 15$ mL C_2H_4 $\quad z = 25$ mL C_3H_8

Expresando el resultado como porcentaje en volumen:

$$\frac{10\ \text{mL}\ CH_4}{50\ \text{mL mezcla}} \cdot 100 = 20\ \%\ CH_4$$

$$\frac{15\ \text{mL}\ C_2H_4}{50\ \text{mL mezcla}} \cdot 100 = 30\ \%\ C_2H_4$$

$$\frac{25\ \text{mL}\ C_3H_8}{50\ \text{mL mezcla}} \cdot 100 = 50\ \%\ C_3H_8$$

2.5. Se hace estallar una mezcla de 12 cc de un hidrocarburo gaseoso y 84 cc de oxígeno en un recipiente de paredes resistentes, herméticamente cerrado. Después de la combustión y condensación del vapor de agua formado, el gas residual llevado a la presión inicial ocupa 60 cc, que al tratarlo con potasa (hidróxido de potasio) se reduce a 12 cc, que es el oxígeno que no ha reaccionado.
a) Calcule el volumen de oxígeno consumido en la formación del dióxido de carbono y el volumen en la formación del agua.
b) Calcule el porcentaje de carbono e hidrógeno del gas.
c) Indique si el hidrocarburo es saturado, etilénico o acetilénico. Justifique la respuesta.

(Galicia 2019)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de combustión del hidrocarburo problema es:

$$C_xH_y + \left(x + \frac{y}{4}\right) O_2 \rightarrow x\ CO_2 + \frac{y}{2}\ H_2O$$

- El gas residual llevado a la presión inicial está formado por CO_2 y O_2 (sobrante) = 60 mL
- El gas residual pasado a través de potasa que elimina CO_2 = 12 mL O_2 (sobrante)
- El CO_2 eliminado por potasa = 48 mL

Realizando un balance de materia de O_2:

- El O_2 (consumido) = 84 mL O_2 (total) – 12 mL O_2 (sobrante) = 72 mL
- Como la reacción entre carbono y oxígeno para formar CO_2 es mol a mol, si se forman 48 mL de CO_2 en este proceso se consumen 48 mL O_2.
- El O_2 (consumido en la formación de H_2O) = 72 mL O_2 (total) – 48 mL O_2 (consumido al formar CO_2) = 24 mL

b) De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación volumétrica coincide con la relación molar y permite obtener la fórmula del compuesto:

$$\frac{48\ \text{mL}\ CO_2}{12\ \text{mL}\ C_xH_y} = \frac{x}{1} \quad \rightarrow \quad x = 4$$

$$\frac{72\ \text{mL}\ O_2}{48\ \text{mL}\ CO_2} = \frac{x + y/4}{x} \quad \rightarrow \quad y = 8$$

La fórmula molecular del hidrocarburo es C_4H_8.

La composición centesimal de este hidrocarburo es:

$$\frac{4\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ C_4H_8} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_4H_8}{58{,}0\ \text{g}\ C_4H_8} \cdot 100 = 85{,}7\ \%\ \text{C}$$

$$\frac{8\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ C_4H_8} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_4H_8}{58{,}0\ \text{g}\ C_4H_8} \cdot 100 = 14{,}3\ \%\ \text{H}$$

c) A la vista de la fórmula molecular y comparándola con la del hidrocarburo saturado de cuatro carbonos, C_4H_{10}, se deduce que el compuesto debe presentar una insaturación, por tanto, se trata de un hidrocaburo etilénico.

(Problema propuesto en Galicia 1980, de ahí la forma obsoleta de indicar el volumen).

IV. TERMOQUÍMICA

1. ENERGÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS, ENTALPÍAS Y LEY DE HESS

1.1. Los alimentos que comemos sufren un proceso de degradación en nuestro organismo por el que le proporcionan a este la energía necesaria para el crecimiento y las funciones vitales. La ecuación de combustión de la glucosa es la que mejor describe el proceso:

$$C_6H_{12}O_6(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$$

Si la cantidad de alimentos que una persona consume al día equivale a una ingesta de 856 g de glucosa, calcule:

a) La masa de CO_2 que se produce como consecuencia de la combustión de tal cantidad de glucosa.

b) La energía que se suministra al organismo.

c) El volumen de aire, medido a 17 °C y 1 atm, que se necesita para la total combustión de la cantidad indicada.

d) El incremento de peso que experimenta en un día esa persona por acumulación de glucosa si practica natación durante 35,0 minutos y consume en ese deporte 490 cal min^{-1}.

(Datos. $\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1}): $C_6H_{12}O_6(s) = -1.260$; $CO_2(g) = -393,5$; $H_2O(g) = -241,8$. El aire contiene un 21,0 % en volumen de oxígeno.)

(Murcia 1998) (Baleares 2015) (Castilla y León 2016)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión de la glucosa es:

$$C_6H_{12}O_6(s) + 6\ O_2(g) \rightarrow 6\ CO_2(g) + 6\ H_2O(g)$$

El número de moles de $C_6H_{12}O_6$ es:

$$856\ g\ C_6H_{12}O_6 \cdot \frac{1\ mol\ C_6H_{12}O_6}{180,0\ g\ C_6H_{12}O_6} = 4,76\ mol\ C_6H_{12}O_6$$

Relacionando $C_6H_{12}O_6$ con CO_2:

$$4,76\ mol\ C_6H_{12}O_6 \cdot \frac{6\ mol\ CO_2}{1\ mol\ C_6H_{12}O_6} \cdot \frac{44,0\ g\ CO_2}{1\ mol\ CO_2} = 1,26{\cdot}10^3\ g\ CO_2$$

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

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

$$= 6\ \Delta_f H°(H_2O) + 6\ \Delta_f H°(CO_2) - \Delta_f H°(C_6H_{12}O_6) =$$

$$= \left(6\ mol\ H_2O \cdot \frac{-241,8\ kJ}{mol\ H_2O}\right) + \left(6\ mol\ CO_2 \cdot \frac{-393,5\ kJ}{mol\ CO_2}\right) - \left(1\ mol\ C_6H_{12}O_6 \cdot \frac{-1.260\ kJ}{mol\ C_6H_{12}O_6}\right)$$

Se obtiene, $\Delta H° = -2.552\ kJ\ mol^{-1}$.

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

La energía suministrada diariamente al organismo es:

$$4,76\ mol\ C_6H_{12}O_6 \cdot \frac{-2.552\ kJ}{mol\ C_6H_{12}O_6} = -1,21{\cdot}10^4\ kJ$$

c) Relacionando $C_6H_{12}O_6$ con O_2:

$$4,76\ mol\ C_6H_{12}O_6 \cdot \frac{6\ mol\ O_2}{1\ mol\ C_6H_{12}O_6} = 28,5\ mol\ O_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen de aire consumido en el proceso es:

$$V = \frac{(28,5\ mol\ O_2) \cdot (0,08206\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot (17 + 273,15)\ K}{1\ atm} \cdot \frac{100\ L\ aire}{21,0\ L\ O_2} = 3,23{\cdot}10^3\ L\ aire$$

d) La cantidad de energía consumida practicando deporte es:

$$35,0\ min \cdot \frac{490\ cal}{min} \cdot \frac{4,18\ J}{1\ cal} \cdot \frac{1\ kJ}{10^3\ J} = 72,0\ kJ$$

Comparando esta cantidad con la aportada por la glucosa que se quema:

$$1{,}21{\cdot}10^4 \text{ kJ (total)} - 72 \text{ kJ (consumida)} = 1{,}20{\cdot}10^4 \text{ kJ (almacenada)}$$

Si se relaciona esta última cantidad con la glucosa de la que procede:

$$1{,}20{\cdot}10^4 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{2.552 \text{ kJ}} \cdot \frac{180{,}0 \text{ g } C_6H_{12}O_6}{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6} = 846 \text{ g } C_6H_{12}O_6$$

(Este último apartado, que solo ha sido propuesto en Castilla y León 2016 con valor diferente de la cantidad de glucosa aportada al organismo, proporciona un resultado absurdo ya que supone, de forma errónea, que el organismo humano solo consume glucosa practicando deporte e ignora el resto de procesos del metabolismo).

1.2. ¿Podría calcular la afinidad electrónica del bromo a partir de las siguientes ecuaciones?

½ Br_2(l) + e^- – 580 kJ → Br^-(aq)

½ Br_2(l) + 15,0 kJ → ½ Br_2(g)

½ Br_2(g) + 96,0 kJ → Br(g)

Br^-(g) – 351 kJ → Br^-(aq)

Justifique la respuesta que obtenga interpretando cada una de las ecuaciones.

(Canarias 1998)

La afinidad electrónica, E_{ea}, es la energía que desprende un átomo en estado gaseoso cuando capta un electrón. Aplicada al bromo, es la energía asociada al siguiente proceso:

$$Br(g) + e^- \rightarrow Br^-(g) + E_{ea}$$

De acuerdo con la ley de Hess (1840), sí que se puede calcular la afinidad electrónica del bromo a partir de las ecuaciones químicas propuestas que se pueden reescribir para obtener la ecuación química problema:

$$½\ Br_2(l) + e^- \rightarrow Br^-(aq) + 580 \text{ kJ}$$

$$½\ Br_2(g) \rightarrow ½\ Br_2(l) + 15{,}0 \text{ kJ}$$

$$Br(g) \rightarrow ½\ Br_2(g) + 96{,}0 \text{ kJ}$$

$$Br^-(aq) \rightarrow Br^-(g) - 351 \text{ kJ}$$

Sumando las ecuaciones químicas anteriores se obtiene:

$$Br(g) \rightarrow Br^-(g) + 341 \text{ kJ} \qquad E_{ea}\ (Br) = -341 \text{ kJ mol}^{-1}$$

1.3. Dada la siguiente reacción en fase gaseosa (que es necesario ajustar):

amoniaco + oxígeno → monóxido de nitrógeno + agua

a) Calcule el calor de reacción estándar.

b) Calcule el calor absorbido o desprendido (especifique) cuando se mezclan 5,0 g de oxígeno con 5,0 g de amoniaco.

(Datos. Entalpías de formación estándar (kJ mol^{-1}): amoniaco = –46,0; monóxido de nitrógeno = 90,0; agua = –242).

(Extremadura 1998)

---

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción propuesta es:

$$4\ NH_3(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 4\ NO(g) + 6\ H_2O(g)$$

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

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

$$= 6\ \Delta_f H^\circ(H_2O) + 4\ \Delta_f H^\circ(NO) - 4\ \Delta_f H^\circ(NH_3) =$$

$$= \left(6 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{-242 \text{ kJ}}{\text{mol } H_2O}\right) + \left(6 \text{ mol NO} \cdot \frac{90{,}0 \text{ kJ}}{\text{mol NO}}\right) - \left(4 \text{ mol } NH_3 \cdot \frac{-46{,}0 \text{ kJ}}{\text{mol } NH_3}\right) = -908 \text{ kJ mol}^{-1}$$

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

b) Al disponer de cantidades de ambos reactivos es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. Las cantidades de cada uno de ellos son:

$$\left.\begin{array}{r} 5{,}0\ \text{g}\ O_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ O_2}{32{,}0\ \text{g}\ O_2} = 0{,}16\ \text{mol}\ O_2 \\ 5{,}0\ \text{g}\ NH_3 \dfrac{1\ \text{mol}\ NH_3}{17{,}0\ \text{g}\ NH_3} = 0{,}29\ \text{mol}\ NH_3 \end{array}\right\} \quad \rightarrow \quad \frac{0{,}16\ \text{mol}\ O_2}{0{,}29\ \text{mol}\ NH_3} = 0{,}55$$

Como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es menor que 5/4, quiere decir que sobra NH_3, por lo que el O_2 que es el reactivo limitante que determina la cantidad de calor desprendido ya que, $\Delta H° < 0$.

Relacionando O_2 y entalpía:

$$0{,}16\ \text{mol}\ O_2 \cdot \frac{-908\ \text{kJ}}{5\ \text{mol}\ O_2} = -29\ \text{kJ}$$

1.4. Las variaciones de entalpías de formación estándar (kJ mol^{-1}) del butano, dióxido de carbono y agua líquida son: –126,1; –393,7 y –285,9; respectivamente. Calcule la variación de entalpía en la reacción de combustión total de 3,00 kg de butano.

(Canarias 1998)

La ecuación química correspondiente a la combustión del butano, C_4H_{10}, es:

$$C_4H_{10}(g) + \frac{13}{2}O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 5\ H_2O(l)$$

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

$$\begin{aligned} \Delta H° &= \Sigma\ \nu_p\ \Delta_f H°(\text{productos}) - \Sigma\ \nu_r\ \Delta_f H°(\text{reactivos}) = \\ &= 5\ \Delta_f H°(H_2O) + 4\ \Delta_f H°(CO_2) - \Delta_f H°(C_4H_{10}) = \\ &= \left(5\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-285{,}9\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\right) + \left(4\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{-393{,}7\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO_2}\right) - \left(1\ \text{mol}\ C_4H_{10} \cdot \frac{-126{,}1\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_4H_{10}}\right) \end{aligned}$$

Se obtiene, $\Delta H° = -2.878\ \text{kJ mol}^{-1}$.

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

Relacionando la entalpía de combustión con la cantidad de C_4H_{10} que se quema:

$$3{,}00\ \text{kg}\ C_4H_{10} \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ C_4H_{10}}{1\ \text{kg}\ C_4H_{10}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_4H_{10}}{58{,}0\ \text{g}\ C_4H_{10}} \cdot \frac{-2.878\ \text{kJ}}{1\ \text{mol}\ C_4H_{10}} = -1{,}49 \cdot 10^5\ \text{kJ}$$

1.5. Los calores de combustión (kJ mol^{-1}) de la glucosa, $C_6H_{12}O_6(s)$, y del etanol, $C_2H_6O(l)$, son, respectivamente, –2.816,8 y –1.366,9.
¿Cuál es el calor desprendido cuando se forma un mol de etanol por fermentación de glucosa?

(Galicia 1999)

La ecuación termoquímica correspondiente a la fermentación de la glucosa es:

$$C_6H_{12}O_6(s) \rightarrow 2\ C_2H_6O(l) + 2\ CO_2(g)$$

Las ecuaciones termoquímicas correspondientes a la combustión de la glucosa y del etanol son, respectivamente:

$$C_6H_{12}O_6(s) + 6\ O_2(g) \rightarrow 6\ CO_2(g) + 6\ H_2O(g) \qquad \Delta H° = -2.816{,}8\ \text{kJ mol}^{-1}$$

$$C_2H_6O(l) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(g) \qquad \Delta H° = -1.366{,}9\ \text{kJ mol}^{-1}$$

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

$$C_6H_{12}O_6(s) + 6\ O_2(g) \rightarrow 6\ CO_2(g) + 6\ H_2O(g) \qquad \Delta H° = 1\ mol \cdot (-2.816{,}8\ kJ\ mol^{-1})$$

$$2\ [2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(g) \rightarrow C_2H_6O(l) + 3\ O_2(g)] \qquad \Delta H° = 2\ mol \cdot (1.366{,}9\ kJ\ mol^{-1})$$

Sumando ambas ecuaciones se obtiene:

$$C_6H_{12}O_6(s) \rightarrow 2\ C_2H_6O(l) + 2\ CO_2(g) \qquad \Delta H° = -83{,}00\ kJ\ mol^{-1}$$

Este valor de la entalpía corresponde a la cantidad de calor desprendido en la formación de 2 mol de C_2H_6O en la fermentación de glucosa; para un mol se obtiene:

$$\frac{-83{,}000\ kJ}{2\ mol} = -41{,}500\ kJ\ mol^{-1}$$

1.6. El calor de formación del cloruro de plata (s), en condiciones normales, es –30,3 kcal mol^{-1} y la entalpía de la reacción:

plomo (s) + 2 cloruro de plata (s) → cloruro de plomo(II) (s) + 2 plata (s)

es –25,1 kcal en las mismas condiciones.

a) Calcule el calor de formación del cloruro de plomo(II) (s).

b) ¿Qué cantidad de calor se genera en el proceso cuando reaccionan $1{,}84 \cdot 10^{24}$ átomos de Pb?

(Asturias 2000)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción propuesta es:

$$Pb(s) + 2\ AgCl(s) \rightarrow PbCl_2(s) + 2\ Ag(s)$$

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

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

$$= \Delta_f H°(PbCl_2) - 2\ \Delta_f H°(AgCl)$$

$$-25{,}1\ kcal = \Delta_f H°(PbCl_2) - 2\ mol\ AgCl \cdot \frac{-30{,}3\ kcal}{mol\ AgCl}$$

Se obtiene, $\Delta_f H°(PbCl_2) = -85{,}7\ kcal\ mol^{-1}$.

No se tienen en cuenta los valores de $\Delta_f H°$ de Ag(s) y Pb(s) ya que, por convenio, son nulos.

b) Relacionando la cantidad de Pb con la entalpía de la reacción es:

$$1{,}84 \cdot 10^{24}\ \text{átomos Pb} \cdot \frac{1\ mol\ Pb}{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{átomos Pb}} \cdot \frac{-25{,}1\ kcal}{1\ mol\ Pb} = -76{,}7\ kcal$$

1.7. Un ciclista consume, durante las carreras, 40,0 kJ min^{-1} de energía por encima de sus necesidades normales. Calcule el volumen de una bebida energética, con una fracción molar 0,0200 de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$, con densidad 1,35 g cm^{-3}, que ha de tomar para compensar las necesidades extra de energía al disputar una etapa de 6,00 h.

(Datos. $\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1}): $CO_2 = -393{,}5$; $H_2O = -285{,}8$; $C_{12}H_{22}O_{11} = -2.225$).

(Extremadura 2000) (Castilla y León 2015)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión de la sacarosa es:

$$C_{12}H_{22}O_{11}(s) + 12\ O_2(g) \rightarrow 12\ CO_2(g) + 11\ H_2O(l)$$

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

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

$$= 11\ \Delta_f H°(H_2O) + 12\ \Delta_f H°(CO_2) - \Delta_f H°(C_{12}H_{22}O_{11}) =$$

$$= \left(11\ mol\ H_2O \cdot \frac{-285{,}8\ kJ}{mol\ H_2O}\right) + \left(12\ mol\ CO_2 \cdot \frac{-393{,}5\ kJ}{mol\ CO_2}\right) - \left(1\ mol\ C_{12}H_{22}O_{11} \cdot \frac{-2.225\ kJ}{mol\ C_{12}H_{22}O_{11}}\right)$$

Se obtiene, $\Delta H° = -5.641\ \text{kJ mol}^{-1}$.

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

Para determinar el volumen de bebida energética necesaria para la carrera es necesario convertir la fracción molar en razón molar:

$$\frac{0{,}0200\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}O_{11}}{0{,}0200\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}O_{11} + 0{,}980\ \text{mol}\ H_2O} \rightarrow \frac{0{,}0200\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}O_{11}}{0{,}980\ \text{mol}\ H_2O}$$

La masa de disolución que corresponde a esa razón molar es:

$$\left.\begin{array}{l} 0{,}0200\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}O_{11} \cdot \dfrac{342{,}0\ \text{g}\ C_{12}H_{22}O_{11}}{1\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}O_{11}} = 6{,}80\ \text{g}\ C_{12}H_{22}O_{11} \\ 0{,}980\ \text{mol}\ H_2O \cdot \dfrac{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ H_2O} = 17{,}6\ \text{g}\ H_2O \end{array}\right\} \rightarrow \quad 24{,}4\ \text{g disolución}$$

La concentración molar de $C_{12}H_{22}O_{11}$ en la bebida energética es:

$$\frac{0{,}0200\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}O_{11}}{24{,}4\ \text{g disolución}} \cdot \frac{1{,}35\ \text{g disolución}}{1\ \text{cm}^3\ \text{disolución}} \cdot \frac{10^3\ \text{cm}^3\ \text{disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 1{,}11\ \text{mol L}^{-1}$$

Relacionando el consumo energético extra de la carrera con la entalpía de reacción se obtiene la cantidad de sacarosa que se necesita para la carrera:

$$6{,}00\ \text{h} \cdot \frac{60\ \text{min}}{\text{h}} \cdot \frac{-40{,}0\ \text{kJ}}{\text{min}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}O_{11}}{-5.641\ \text{kJ}} = 2{,}55\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}O_{11}$$

El volumen de bebida energética que se necesita para la carrera se obtiene relacionando la cantidad de $C_{12}H_{22}O_{11}$ con la concentración molar de la bebida:

$$2{,}55\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}O_{11} \cdot \frac{1\ \text{L disolución}}{1{,}11\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}O_{11}} = 2{,}30\ \text{L disolución}$$

(En el problema propuesto en Extremadura 2019 la energía consumida se expresa en kJ/s).

1.8. La gasolina es una mezcla de hidrocarburos entre C_5 y C_{10}. Calcule:
a) Calor desprendido en la combustión de 5,00 L de una gasolina que contiene 50,0 % de octano, 30,0 % de hexano y 20,0 % de pentano.
b) Las entalpías de formación del pentano y hexano.
c) Volumen de aire, medido en c.n., necesario para la combustión de 5,00 L de gasolina.
(Datos. $\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1}): $CO_2(g) = -393$; $H_2O(l) = -286$; octano $= -250$.
$\Delta_c H°$ (kJ mol^{-1}): pentano $= -3.537$; hexano $= -4.163$.
Densidad de la gasolina $= 0{,}830$ g cm^{-3}. El aire contiene 21,0 % en volumen de O_2).

(Valencia 2000) (Sevilla 2016) (Granada 2016)

a) La masa de los 5,00 L de gasolina es:

$$5{,}00\ \text{L gasolina} \cdot \frac{10^3\ \text{cm}^3\ \text{gasolina}}{1\ \text{L gasolina}} \cdot \frac{0{,}830\ \text{g gasolina}}{1\ \text{cm}^3\ \text{gasolina}} = 4{,}15{\cdot}10^3\ \text{g gasolina}$$

Considerando la composición de la mezcla viene expresada como porcentaje en masa, el número de moles de cada componente en esa cantidad de gasolina es:

$$4{,}15{\cdot}10^3\ \text{g gasolina} \cdot \frac{20{,}0\ \text{g}\ C_5H_{12}}{100\ \text{g gasolina}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_5H_{12}}{72{,}0\ \text{g}\ C_5H_{12}} = 11{,}5\ \text{mol}\ C_5H_{12}$$

$$4{,}15{\cdot}10^3\ \text{g gasolina} \cdot \frac{30{,}0\ \text{g}\ C_6H_{14}}{100\ \text{g gasolina}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_6H_{14}}{86{,}0\ \text{g}\ C_6H_{14}} = 14{,}5\ \text{mol}\ C_6H_{14}$$

$$4{,}15{\cdot}10^3\ \text{g gasolina} \cdot \frac{50{,}0\ \text{g } C_8H_{18}}{100\ \text{g gasolina}} \cdot \frac{1\ \text{mol } C_8H_{18}}{114{,}0\ \text{g } C_8H_{18}} = 18{,}2\ \text{mol } C_8H_{18}$$

La entalpía de combustión del octano, C_8H_{18}, se puede calcular a partir de las entalpías de formación de productos y reactivos:

$$C_8H_{18}(l) + \frac{25}{2}\ O_2(g) \rightarrow 8\ CO_2(g) + 9\ H_2O(l)$$

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

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

$$= 9\ \Delta_f H°(H_2O) + 8\ \Delta_f H°(CO_2) - \Delta_f H°(C_8H_{18}) =$$

$$= \left(9\ \text{mol } H_2O \cdot \frac{-286\ \text{kJ}}{\text{mol } H_2O}\right) + \left(8\ \text{mol } CO_2 \cdot \frac{-393\ \text{kJ}}{\text{mol } CO_2}\right) - \left(1\ \text{mol } C_8H_{18} \cdot \frac{-250\ \text{kJ}}{\text{mol } C_8H_{18}}\right) = -5{,}49{\cdot}10^3\ \text{kJ mol}^{-1}$$

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

Los calores desprendidos en la combustión de cada componente de la gasolina y el calor total son:

$$\left.\begin{aligned} Q_1 &= 11{,}5\ \text{mol } C_5H_{12} \cdot \frac{-3.537\ \text{kJ}}{\text{mol } C_5H_{12}} = -4{,}07{\cdot}10^4\ \text{kJ} \\ Q_2 &= 14{,}5\ \text{mol } C_6H_{14} \cdot \frac{-4.163\ \text{kJ}}{\text{mol } C_6H_{14}} = -6{,}04{\cdot}10^4\ \text{kJ} \\ Q_3 &= 18{,}2\ \text{mol } C_8H_{18} \cdot \frac{-5{,}49 \cdot 10^3\ \text{kJ}}{\text{mol } C_8H_{18}} = -9{,}95{\cdot}10^4\ \text{kJ} \end{aligned}\right\} \rightarrow \quad Q_t = -2{,}01{\cdot}10^5\ \text{kJ}$$

b) A partir de la entalpía de combustión del pentano (l) se puede obtener su entalpía de formación:

$$C_5H_{12}(l) + 8\ O_2(g) \rightarrow 5\ CO_2(g) + 6\ H_2O(l)$$

De acuerdo con el concepto de entalpía de reacción, para la ecuación anterior:

$$\left(1\ \text{mol } C_5H_{12} \cdot \frac{-3.537\ \text{kJ}}{\text{mol } C_5H_{12}}\right) = \left(6\ \text{mol } H_2O \cdot \frac{-286\ \text{kJ}}{\text{mol } H_2O}\right) + \left(5\ \text{mol } CO_2 \cdot \frac{-393\ \text{kJ}}{\text{mol } CO_2}\right) - \Delta_f H°(C_5H_{12})$$

Se obtiene,$\Delta_f H°(C_5H_{12}) = -144\ \text{kJ mol}^{-1}$.

▪ Repitiendo el proceso con la combustión del hexano (l):

$$C_6H_{14}(l) + \frac{19}{2}\ O_2(g) \rightarrow 6\ CO_2(g) + 7\ H_2O(l)$$

$$\left(1\ \text{mol } C_6H_{14} \cdot \frac{-4.163\ \text{kJ}}{\text{mol } C_6H_{14}}\right) = \left(7\ \text{mol } H_2O \cdot \frac{-286\ \text{kJ}}{\text{mol } H_2O}\right) + \left(6\ \text{mol } CO_2 \cdot \frac{-393\ \text{kJ}}{\text{mol } CO_2}\right) - \Delta_f H°(C_6H_{14})$$

Se obtiene, $\Delta_f H°(C_6H_{14}) = -197\ \text{kJ mol}^{-1}$.

c) Relacionando los componentes de la gasolina con O_2:

$$\left.\begin{aligned} n_1 &= 11{,}5\ \text{mol } C_5H_{12} \cdot \frac{8\ \text{mol } O_2}{\text{mol } C_5H_{12}} = 92{,}0\ \text{mol } O_2 \\ n_2 &= 14{,}5\ \text{mol } C_6H_{14} \cdot \frac{19\ \text{mol } O_2}{2\ \text{mol } C_6H_{14}} = 138\ \text{mol } O_2 \\ n_3 &= 18{,}2\ \text{mol } C_8H_{18} \cdot \frac{25\ \text{mol } O_2}{2\ \text{mol } C_8H_{18}} = 228\ \text{mol } O_2 \end{aligned}\right\} \rightarrow \quad n_t = 458\ \text{mol } O_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen de aire consumido en el proceso es:

$$V = \frac{(458\ \text{mol}\ O_2)\cdot(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}}\cdot\frac{100\ \text{L aire}}{21{,}0\ \text{L}\ O_2} = 4{,}88\cdot10^4\ \text{L aire}$$

(En el problema propuesto en Granada 2016 solo se preguntan los apartados a) y b)).

1.9. Calcule la entalpía estándar de formación de la hidracina líquida, N_2H_4, a partir de los siguientes datos:

$2\ NH_3(g) + 3\ N_2O(g) \rightarrow 4\ N_2(g) + 3\ H_2O(l)$ **$\Delta H° = -1.010$ kJ**

$N_2O(g) + 3\ H_2(g) \rightarrow N_2H_4(l) + H_2O(l)$ **$\Delta H° = -312$ kJ**

$2\ NH_3(g) + ½\ O_2(g) \rightarrow N_2H_4(l) + H_2O(l)$ **$\Delta H° = -143$ kJ**

$H_2(g) + ½\ O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$ **$\Delta H° = -285$**

Calcule, asimismo, la entalpía de combustión de la hidracina líquida en oxígeno siendo los productos de la reacción nitrógeno molecular y agua líquida.

(Sevilla 2000)

▪ La ecuación termoquímica correspondiente a la formación de la hidracina es:

$$N_2(g) + 2\ H_2(g) \rightarrow N_2H_4(l)$$

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

$$\frac{1}{4}[4\ N_2(g) + 3\ H_2O(l) \rightarrow 2\ NH_3(g) + 3\ N_2O(g)] \qquad \Delta H° = \frac{1}{4}\text{mol}\cdot(1.010\ \text{kJ mol}^{-1})$$

$$\frac{3}{4}[N_2O(g) + 3\ H_2(g) \rightarrow N_2H_4(l) + 3\ H_2O(l)] \qquad \Delta H° = \frac{3}{4}\text{mol}\cdot(-312\ \text{kJ mol}^{-1})$$

$$\frac{1}{4}[2\ NH_3(g) + ½\ O_2(g) \rightarrow N_2H_4(l) + H_2O(l)] \qquad \Delta H° = \frac{1}{4}\text{mol}\cdot(-143\ \text{kJ mol}^{-1})$$

$$\frac{1}{4}[H_2O(l) \rightarrow H_2(g) + ½\ O_2(g)] \qquad \Delta H° = \frac{1}{4}\text{mol}\cdot(285\ \text{kJ mol}^{-1})$$

Sumando estas ecuaciones se obtiene:

$$N_2(g) + 2\ H_2(g) \rightarrow N_2H_4(l) \qquad \Delta_f H° = 54{,}0\ \text{kJ mol}^{-1}$$

▪ La ecuación termoquímica correspondiente a la combustión de la hidracina con O_2 es:

$$N_2H_4(l) + O_2(g) \rightarrow N_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

De acuerdo con la ley de Hess, las ecuaciones termoquímicas propuestas pueden reescribirse como:

$$\frac{1}{4}[2\ NH_3(g) + 3\ N_2O(g) \rightarrow 4\ N_2(g) + 3\ H_2O(l)] \qquad \Delta H° = \frac{1}{4}\text{mol}\cdot(-1.010\ \text{kJ mol}^{-1})$$

$$\frac{3}{4}[N_2H_4(l) + 3\ H_2O(l) \rightarrow N_2O(g) + 3\ H_2(g)] \qquad \Delta H° = \frac{3}{4}\text{mol}\cdot(312\ \text{kJ mol}^{-1})$$

$$\frac{1}{4}[N_2H_4(l) + H_2O(l) \rightarrow 2\ NH_3(g) + ½\ O_2(g)] \qquad \Delta H° = \frac{1}{4}\text{mol}\cdot(143\ \text{kJ mol}^{-1})$$

$$\frac{9}{4}[H_2(g) + ½\ O_2(g) \rightarrow H_2O(l)] \qquad \Delta H° = \frac{9}{4}\text{mol}\cdot(-285\ \text{kJ mol}^{-1})$$

Sumando estas ecuaciones se obtiene:

$$N_2H_4(l) + O_2(g) \rightarrow N_2(g) + 2\ H_2O(l) \qquad \Delta_c H° = -624\ \text{kJ mol}^{-1}$$

1.10. Calcule la variación de entalpía para la siguiente reacción:

$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$

(Datos. $\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1}): $CH_4(g) = -74{,}80$; $CO_2(g) = -393{,}5$; $H_2O(l) = -285{,}8$).

(Canarias 2000)

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

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

$$= 2\, \Delta_f H°(H_2O) + \Delta_f H°(CO_2) - \Delta_f H°(CH_4) =$$

$$= \left(2\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-285{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\right) + \left(1\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{-393{,}5\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO_2}\right) - \left(1\ \text{mol}\ CH_4 \cdot \frac{-74{,}80\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CH_4}\right) = -890{,}3\ \text{kJ mol}^{-1}$$

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

1.11. Un quemador industrial, alimentado con aire como comburente, consume 24,0 kg/h de butano como combustible. ¿Cuál es la potencia energética de este dispositivo?

¿Cuál es la composición de los gases emitidos a la atmósfera?

(Datos. Entalpía de combustión del butano = –689,98 kcal mol^{-1}. Composición aproximada del aire atmosférico: $O_2 = 20{,}0$ % y $N_2 = 80{,}0$ %).

(Galicia 2001)

La ecuación química correspondiente a la combustión del butano es:

$$C_4H_{10}(g) + \frac{13}{2}\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 5\ H_2O(l)$$

La cantidad de butano consumida es:

$$\frac{24{,}0\ \text{kg}\ C_4H_{10}}{\text{h}} \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ C_4H_{10}}{1\ \text{kg}\ C_4H_{10}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_4H_{10}}{58{,}0\ \text{g}\ C_4H_{10}} = 413\ \text{mol h}^{-1}$$

Relacionando la cantidad de gas con su entalpía de combustión se obtiene la potencia calorífica:

$$\frac{413\ \text{mol}\ C_4H_{10}}{\text{h}} \cdot \frac{-689{,}98\ \text{kcal}}{\text{mol}\ C_4H_{10}} = -2{,}85 \cdot 10^5\ \text{kcal h}^{-1}$$

Los gases emitidos a la atmósfera son el CO_2 formado en la combustión (el H_2O es líquida) y el N_2 que acompaña al O_2 del aire.

Teniendo en cuenta que, de acuerdo con la ley de Avogadro (1811), para una mezcla de gases la composición volumétrica coincide con la composición molar, el número de moles de cada gas emitido por hora a la atmósfera es:

$$\left.\begin{aligned} 413\ \text{mol}\ C_4H_{10} \cdot \frac{4\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_4H_{10}} &= 1{,}65 \cdot 10^3\ \text{mol}\ CO_2 \\ 413\ \text{mol}\ C_4H_{10} \cdot \frac{13\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol}\ C_4H_{10}} \cdot \frac{80{,}0\ \text{mol}\ N_2}{20{,}0\ \text{mol}\ O_2} &= 1{,}07 \cdot 10^4\ \text{mol}\ N_2 \end{aligned}\right\} \rightarrow \quad 1{,}24 \cdot 10^4\ \text{mol mezcla}$$

Expresando el resultado como porcentaje en moles (volumen):

$$\frac{1{,}65 \cdot 10^3\ \text{mol}\ CO_2}{1{,}24 \cdot 10^4\ \text{mol mezcla}} \cdot 100 = 13{,}3\ \%\ CO_2 \qquad \frac{1{,}07 \cdot 10^4\ \text{mol}\ N_2}{1{,}24 \cdot 10^4\ \text{mol mezcla}} \cdot 100 = 86{,}7\ \%\ N_2$$

1.12. En la combustión de 24,5 L de una mezcla de n_1 mol de etano y n_2 mol de propano, a 25 °C y 1 atm, se liberan 1.889 kJ.
a) Calcule el número total de moles ($n_1 + n_2$).
b) Escriba las ecuaciones termoquímicas correspondientes a la combustión del etano y del propano.
c) Calcule n_1 y n_2 e indique en qué cuantía contribuye cada gas a la entalpía total de la combustión.
(Datos. $\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1}): etano (g) = –85,00; propano (g) = –104,0; dióxido de carbono (g) = –393,5; agua (l) = –285,8).

(Castilla y León 2001) (Córdoba 2013)

a) Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas que integran la mezcla que se quema es:

$$(n_1 + n_2) = \frac{1\ \text{atm} \cdot 24{,}5\ \text{L}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\text{K}} = 1{,}00\ \text{mol}$$

b-c) Las ecuaciones químicas correspondientes a las combustiones del etano y propano son, respectivamente:

$$C_2H_6(g) + \frac{7}{2}\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l)$$

$$C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l)$$

La variación de entalpía asociada a ambos procesos puede calcularse a partir de la expresión:

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

▪ Combustión del C_2H_6:

$$\Delta H° = 3\ \Delta_f H°(H_2O) + 2\ \Delta_f H°(CO_2) - \Delta_f H°(C_2H_6) =$$

$$= \left(3\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-285{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\right) + \left(2\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{-393{,}5\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO_2}\right) - \left(1\ \text{mol}\ C_2H_6 \cdot \frac{-85{,}00\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_2H_6}\right) = -1.559\ \text{kJ mol}^{-1}$$

▪ Combustión del C_3H_8:

$$\Delta H° = 4\ \Delta_f H°(H_2O) + 3\ \Delta_f H°(CO_2) - \Delta_f H°(C_3H_8) =$$

$$= \left(4\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-285{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\right) + \left(3\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{-393{,}5\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO_2}\right) - \left(1\ \text{mol}\ C_3H_8 \cdot \frac{-104{,}0\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_3H_8}\right) = -2.220\ \text{kJ mol}^{-1}$$

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

Para calcular la composición de la mezcla combustible es preciso resolver el sistema formado por las siguientes ecuaciones:

$$\left.\begin{aligned} n_1\ \text{mol}\ C_2H_6 + n_2\ \text{mol}\ C_3H_8 &= 1{,}00\ \text{mol mezcla} \\ n_1\ \text{mol}\ C_2H_6 \frac{-1.559\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_2H_6} + n_2\ \text{mol}\ C_3H_8 \frac{-2.220\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_3H_8} &= -1.889\ \text{kJ} \end{aligned}\right\}$$

Se obtiene:

$$n_1 = 0{,}500\ \text{mol}\ C_2H_6 \qquad n_2 = 0{,}500\ \text{mol}\ C_3H_8$$

La contribución de cada gas a la entalpía de mezcla se calcula a partir del calor desprendido en la combustión de las cantidades de cada uno de los gases en la misma:

$$\frac{0{,}500\ \text{mol}\ C_2H_6 \cdot \frac{-1.559\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_2H_6}}{1\ \text{mol mezcla} \cdot \frac{-1.889\ \text{kJ}}{\text{mol mezcla}}} \cdot 100 = 41{,}3\ \%\ C_2H_6$$

$$\frac{0{,}500\ \text{mol}\ C_3H_8 \cdot \frac{-2.220\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_3H_8}}{1\ \text{mol mezcla} \cdot \frac{-1.889\ \text{kJ}}{\text{mol mezcla}}} \cdot 100 = 58{,}7\ \%\ C_3H_8$$

1.13. Para la reacción hipotética A + B → C + D, en determinadas condiciones, la energía de activación es 32 kJ mol^{-1}. Para la reacción inversa la energía de activación es 58 kJ mol^{-1}. Razone si la reacción dada es exotérmica o endotérmica.

(Canarias 2001)

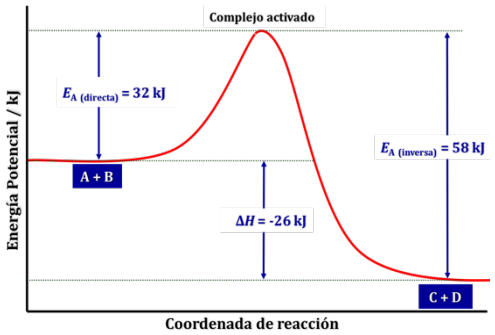
A partir del diagrama de entalpías correspondiente al proceso se deduce que la entalpía de reacción se puede calcular a partir de la ecuación:

$$\Delta H = E_{\text{A (directa)}} - E_{\text{A (inversa)}}$$

El valor de ΔH para dicha reacción es:

$$\Delta H = (32 - 58)\ \text{kJ mol}^{-1} = -26\ \text{kJ mol}^{-1}$$

El signo negativo de la entalpía indica que se trata de una reacción exotérmica.



1.14. Determine la entalpía de formación del ácido acético a partir de las siguientes reacciones:

$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\quad \Delta H° = -393{,}3\ \text{kJ mol}^{-1}$

$H_2(g) + ½\ O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$ $\quad \Delta H° = -285{,}5\ \text{kJ mol}^{-1}$

$CH_3COOH(l) + 2\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$ $\quad \Delta H° = -869{,}4\ \text{kJ mol}^{-1}$

(Valencia 2001) (Baleares 2014)

La ecuación termoquímica correspondiente a la formación del ácido acético es:

$$2\ C(s) + 2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow CH_3COOH(l)$$

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

$$2\ C(s) + 2\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) \qquad \Delta H° = 2\ \text{mol} \cdot (-393{,}3\ \text{kJ mol}^{-1})$$

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(l) \qquad \Delta H° = 2\ \text{mol} \cdot (-285{,}5\ \text{kJ mol}^{-1})$$

$$2\ CO_2(g) + 2\ H_2O(l) \rightarrow CH_3COOH(l) + 2\ O_2(g) \qquad \Delta H° = 1\ \text{mol} \cdot (869{,}4\ \text{kJ mol}^{-1})$$

Sumando estas ecuaciones se obtiene:

$$2\ C(s) + 2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow CH_3COOH(l) \qquad \Delta_f H° = -488{,}2\ \text{kJ mol}^{-1}$$

1.15. A 25 °C los calores de formación (kcal mol^{-1}) del agua líquida y del dióxido de carbono gas son, respectivamente, –68,31 y –94,03. El calor de combustión del acetileno (etino) cuando el agua queda en estado líquido es de –310,61 kcal mol^{-1}. Calcule el calor de formación del acetileno.

(Baleares 2002)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de combustión del acetileno es:

$$C_2H_2(g) + \frac{5}{2}\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + H_2O(l)$$

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

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

$$= \Delta_f H°(H_2O) + 2\ \Delta_f H°(CO_2) - \Delta_f H°(C_2H_2)$$

$$\left(1\ \text{mol}\ C_2H_2 \cdot \frac{-310{,}61\ \text{kcal}}{\text{mol}\ C_2H_2}\right) = \left(1\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-68{,}31\ \text{kcal}}{\text{mol}\ H_2O}\right) + \left(2\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{-94{,}03\ \text{kcal}}{\text{mol}\ CO_2}\right) - \Delta_f H°(C_2H_2)$$

Se obtiene, $\Delta_f H°(C_2H_2) = 54{,}24\ \text{kcal mol}^{-1}$.

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

1.16. Tanto el etanol, C_2H_5OH, como la gasolina (supuestamente octano puro, C_8H_{18}) se usan como combustibles para automóviles.
a) Establezca las reacciones de combustión de ambos compuestos.
b) Calcule las entalpías de combustión del etanol y la gasolina.
c) Si la gasolina se está vendiendo a 0,900 €/L. ¿Cuál debería ser el precio del litro de etanol para proporcionar la misma cantidad de energía por unidad de masa?

Sustancia	octano	etanol	CO_2	H_2O
$\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1})	–249,9	–277,0	–393,5	–285,8
densidad (g cm^{-3})	0,7025	0,7894	—	—

(Castilla y León 2002) (Castilla y León 2009)

a) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a la combustión del etanol y octano, son, respectivamente:

$$C_2H_5OH(l) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l)$$

$$C_8H_{18}(l) + \frac{25}{2}\ O_2(g) \rightarrow 8\ CO_2(g) + 9\ H_2O(l)$$

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

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

▪ Combustión del etanol:

$$\Delta H° = 3\ \Delta_f H°(H_2O) + 2\ \Delta_f H°(CO_2) - \Delta_f H°(C_2H_5OH)$$

$$= \left(3\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-285{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\right) + \left(2\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{-393{,}5\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO_2}\right) - 1\ \text{mol}\ C_2H_5OH \cdot \frac{-277{,}0\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_2H_5OH}$$

Se obtiene, $\Delta_f H°(C_2H_5OH) = -1.367\ \text{kJ mol}^{-1}$.

▪ Procediendo de la misma forma para la combustión del octano:

$$\Delta H° = 9\ \Delta_f H°(H_2O) + 8\ \Delta_f H°(CO_2) - \Delta_f H°(C_8H_{18})$$

$$= \left(9\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-285{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\right) + \left(8\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{-393{,}5\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO_2}\right) - \left(1\ \text{mol}\ C_8H_{18} \cdot \frac{-249{,}9\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_8H_{18}}\right)$$

Se obtiene, $\Delta_f H°(C_8H_{18}) = -5.470\ \text{kJ mol}^{-1}$.

En ambos casos no se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

c) Relacionando el precio de la gasolina con su entalpía de combustión se obtiene cuanto cuesta producir cada kJ de energía:

$$\frac{0{,}900\ €}{\text{L}\ C_8H_{18}} \cdot \frac{1\ \text{L}\ C_8H_{18}}{10^3\ \text{mL}\ C_8H_{18}} \cdot \frac{1\ \text{mL}\ C_8H_{18}}{0{,}7025\ \text{g}\ C_8H_{18}} \cdot \frac{114{,}0\ \text{g}\ C_8H_{18}}{1\ \text{mol}\ C_8H_{18}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_8H_{18}}{5.470\ \text{kJ}} = 2{,}67 \cdot 10^{-5}\ €\ \text{kJ}^{-1}$$

Relacionando el valor anterior obtenido para la gasolina con la entalpía de combustión del etanol se obtiene su precio por litro para producir la misma cantidad de energía:

$$\frac{2{,}67 \cdot 10^{-5}\ €}{\text{kJ}} \cdot \frac{1.374\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_2H_5OH} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH}{46{,}0\ \text{g}\ C_2H_5OH} \cdot \frac{0{,}7984\ \text{g}\ C_2H_5OH}{1\ \text{mL}\ C_2H_5OH} \cdot \frac{10^3\ \text{mL}\ C_2H_5OH}{1\ \text{L}\ C_2H_5OH} = 0{,}647\ \frac{€}{\text{L}\ C_2H_5OH}$$

1.17. El análisis elemental de un compuesto determinó que este estaba formado únicamente por carbono, hidrógeno y nitrógeno. Por combustión de una muestra del mismo se recogieron 72,68 L de una mezcla de gases formada por CO_2, H_2O y N_2 y oxígeno sobrante, medidos a unas determinadas condiciones de presión y temperatura. El análisis volumétrico de dicha mezcla arrojó los siguientes resultados: 27,74 % de dióxido de carbono, 48,53 % de agua y 6,93 % de nitrógeno.
a) Determine la fórmula empírica del compuesto.
b) Sabiendo que la densidad del compuesto, en estado gaseoso, es 1,80 g dm^{-3}, cuando la presión es de 748 Torr y la temperatura de 27 °C, ¿cuál es su fórmula molecular?
c) Se sabe que las entalpías de formación en condiciones estándar (kJ mol^{-1}) del $CO_2(g)$ y del $H_2O(l)$ son, respectivamente, –394,76 y –286,75; y que en la combustión de 32,25 g del compuesto, también en condiciones estándar, se desprenden 1.249,82 kJ. ¿Cuál es la entalpía de formación del compuesto en dichas condiciones?

(Murcia 2002)

a) De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), en una mezcla gaseosa la composición volumétrica coincide con la composición molar, así se puede calcular el número de moles de átomos de cada elemento:

$$72{,}68\ \text{mol mezcla} \cdot \frac{27{,}74\ \text{mol } CO_2}{100\ \text{mol mezcla}} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol } CO_2} = 20{,}16\ \text{mol C}$$

$$72{,}68\ \text{mol mezcla} \cdot \frac{45{,}83\ \text{mol } H_2O}{100\ \text{mol mezcla}} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol } H_2O} = 70{,}54\ \text{mol H}$$

$$72{,}68\ \text{mol mezcla} \cdot \frac{6{,}93\ \text{mol } N_2}{100\ \text{mol mezcla}} \cdot \frac{2\ \text{mol N}}{1\ \text{mol } N_2} = 10{,}07\ \text{mol N}$$

Para obtener la fórmula empírica se divide el número de moles de cada elemento por la menor de estas cantidades para saber cuántos átomos de cada uno se combinan con uno del que esté en menor cantidad:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{20{,}16\ \text{mol C}}{10{,}07\ \text{mol N}} = 2\,\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol N}} \\ \dfrac{70{,}54\ \text{mol H}}{10{,}07\ \text{mol N}} = 7\,\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol N}} \end{array}\right\} \rightarrow \text{fórmula empírica: } (C_2H_7N)_n$$

b) Considerando comportamiento ideal, la ecuación de estado permite calcular la masa molar de la sustancia problema:

$$M = \frac{1{,}80\ \text{g} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15)\ \text{K}}{748\ \text{Torr} \cdot 1\ \text{L}} \cdot \frac{760\ \text{Torr}}{1\ \text{atm}} = 45{,}0\ \text{g mol}^{-1}$$

Con la masa molar y la fórmula empírica se obtiene la fórmula molecular:

$$n = \frac{45{,}0\ \text{g}}{2\ \text{mol C} \cdot \dfrac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}} + 7\ \text{mol H} \cdot \dfrac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}} + 1\ \text{mol N} \cdot \dfrac{14{,}0\ \text{g N}}{1\ \text{mol N}}} = 1$$

La fórmula molecular de la sustancia es C_2H_7N.

c) Relacionando el calor desprendido en la combustión con la cantidad de sustancia quema se obtiene su entalpía de combustión:

$$\Delta_c H^\circ = \frac{-1.249{,}82\ \text{kJ}}{32{,}25\ \text{g } C_2H_7N} \cdot \frac{45{,}0\ \text{g } C_2H_7N}{1\ \text{mol } C_2H_7N} = -1.744\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La ecuación química correspondiente a la reacción de combustión del C_2H_7N es:

$$C_2H_7N(g) + \frac{15}{4}\,O_2(g) \rightarrow 2\,CO_2(g) + \frac{7}{2}\,H_2O(l) + \frac{1}{2}\,N_2(g)$$

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

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

$$= \frac{7}{2}\, \Delta_f H^\circ(H_2O) + 2\, \Delta_f H^\circ(CO_2) - \Delta_f H^\circ(C_2H_7N) =$$

$$\left(1\ \text{mol}\ C_2H_7N \cdot \frac{-1.744\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_2H_7N}\right) = \left(\frac{7}{2}\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-286{,}75\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\right) + \left(2\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{-394{,}76\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO_2}\right) - \Delta_f H^\circ(C_2H_7N)$$

Se obtiene, $\Delta_f H^\circ(C_2H_7N) = -49{,}25\ \text{kJ mol}^{-1}$.

No se tienen en cuenta los valores de $\Delta_f H^\circ$ del $O_2(g)$ y $N_2(g)$ ya que, por convenio, son nulos.

1.18. Suponga que el carbón está formado exclusivamente por carbono, el gas natural por metano y la gasolina por hexano. Cuando se queman:
a) ¿Cuál de estas sustancias produce mayor cantidad de energía por kg de combustible?
b) ¿Cuál de estas sustancias produce mayor contaminación (cantidad de CO_2) por kg de combustible?
c) ¿Qué cantidades de estas tres sustancias se requieren para obtener una misma cantidad de energía, por ejemplo, 1.000 kJ? En este caso, ¿qué combustible produce mayor contaminación?
(Datos $\Delta_f H^\circ$ (kJ mol^{-1}): $CO_2 = -394$; $H_2O = -286$; $CH_4 = -75{,}0$; $C_6H_{14} = -225$).

(Valencia 2003)

a) La ecuación termoquímica ajustada correspondiente a la combustión de C (carbón) es:

$$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \qquad \Delta_c H^\circ = -394\ \text{kJ mol}^{-1}$$

El calor que se desprende en la combustión de 1 kg de C (carbón) es:

$$\frac{10^3\ \text{g C}}{1\ \text{kg C}} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}} \cdot \frac{-394\ \text{kJ}}{\text{mol C}} = -3{,}28 \cdot 10^4\ \text{kJ kg}^{-1}$$

▪ La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión de CH_4 (gas natural) es:

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

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

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

$$= 2\, \Delta_f H^\circ(H_2O) + \Delta_f H^\circ(CO_2) - \Delta_f H^\circ(CH_4) =$$

$$= \left(2\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-286\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\right) + \left(1\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{-394\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO_2}\right) - \left(1\ \text{mol}\ CH_4 \cdot \frac{-75{,}0\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CH_4}\right)$$

Se obtiene, $\Delta H^\circ = -891\ \text{kJ mol}^{-1}$.

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H^\circ$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, este valor es nulo.

El calor que se desprende en la combustión de 1 kg de CH_4 (gas natural) es:

$$\frac{10^3\ \text{g}\ CH_4}{1\ \text{kg}\ CH_4} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_4}{16{,}0\ \text{g}\ CH_4} \cdot \frac{-891\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CH_4} = -5{,}57 \cdot 10^4\ \text{kJ kg}^{-1}$$

▪ La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión de C_6H_{14} (gasolina):

$$C_6H_{14}(l) + \frac{19}{2}\ O_2(g) \rightarrow 6\ CO_2(g) + 7\ H_2O(l)$$

Procediendo de igual forma que con el metano:

$$\Delta H^\circ = 7\, \Delta_f H^\circ(H_2O) + 6\, \Delta_f H^\circ(CO_2) - \Delta_f H^\circ(C_6H_{14}) =$$

$$= \left(7\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-286\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\right) + \left(6\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{-394\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO_2}\right) - \left(1\ \text{mol}\ C_6H_{14} \cdot \frac{-225\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_6H_{14}}\right)$$

Se obtiene, $\Delta H^\circ = -4{,}14 \cdot 10^3\ \text{kJ mol}^{-1}$.

En todos los casos no se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

El calor que se desprende en la combustión de 1 kg de C_6H_{14} (gasolina) es:

$$\frac{10^3\ \text{g}\ C_6H_{14}}{1\ \text{kg}\ C_6H_{14}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_6H_{14}}{86{,}0\ \text{g}\ C_6H_{14}} \cdot \frac{-4{,}14\cdot 10^3\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_6H_{14}} = -4{,}82\cdot 10^4\ \text{kJ kg}^{-1}$$

De las tres sustancias propuestas, el CH_4 (gas natural) es el combustible cuya combustión produce mayor cantidad de energía por kg.

b) Relacionando cada una de las sustancias con el CO_2 producido en la combustión de las mismas:

$$\text{Carbón} \rightarrow \frac{10^3\ \text{g C}}{1\ \text{kg C}} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol C}} = 83{,}3\ \text{mol}\ CO_2\ \text{kg}^{-1}$$

$$\text{Gas natural} \rightarrow \frac{10^3\ \text{g}\ CH_4}{1\ \text{kg}\ CH_4} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_4}{16{,}0\ \text{g}\ CH_4} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CH_4} = 62{,}5\ \text{mol}\ CO_2\ \text{kg}^{-1}$$

$$\text{Gasolina} \rightarrow \frac{10^3\ \text{g}\ C_6H_{14}}{1\ \text{kg}\ C_6H_{14}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_6H_{14}}{86{,}0\ \text{g}\ C_6H_{14}} \cdot \frac{6\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_6H_{14}} = 69{,}8\ \text{mol}\ CO_2\ \text{kg}^{-1}$$

De las tres sustancias propuestas, el C(carbón) es el combustible cuya combustión produce mayor contaminación (CO_2) por kg.

c) Relacionando los diferentes valores de energía/kg de combustible con una misma cantidad de energía, −1.000 kJ:

$$\text{Carbón} \rightarrow (-1.000\ \text{kJ}) \cdot \frac{1\ \text{kg C}}{-3{,}28\cdot 10^4\ \text{kJ}} \cdot \frac{10^3\ \text{g C}}{1\ \text{kg C}} = 30{,}5\ \text{g C}$$

$$\text{Gas natural} \rightarrow (-1.000\ \text{kJ}) \cdot \frac{1\ \text{kg}\ CH_4}{-5{,}57\cdot 10^4\ \text{kJ}} \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ CH_4}{1\ \text{kg}\ CH_4} = 18{,}0\ \text{g}\ CH_4$$

$$\text{Gasolina} \rightarrow (-1.000\ \text{kJ}) \cdot \frac{1\ \text{kg}\ C_6H_{14}}{-4{,}82\cdot 10^4\ \text{kJ}} \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ C_6H_{14}}{1\ \text{kg}\ C_6H_{14}} = 20{,}7\ \text{g}\ C_6H_{14}$$

Relacionando estas diferentes masas de sustancia con los moles de CO_2 que se producen:

$$\text{Carbón} \rightarrow 30{,}5\ \text{g C} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol C}} \cdot \frac{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 112\ \text{g}\ CO_2$$

$$\text{Gas natural} \rightarrow 18{,}0\ \text{g}\ CH_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_4}{16{,}0\ \text{g}\ CH_4} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CH_4} \cdot \frac{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 49{,}5\ \text{g}\ CO_2$$

$$\text{Gasolina} \rightarrow 20{,}7\ \text{g}\ C_6H_{14} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_6H_{14}}{86{,}0\ \text{g}\ C_6H_{14}} \cdot \frac{6\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_6H_{14}} \cdot \frac{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 63{,}5\ \text{g}\ CO_2$$

De las tres sustancias propuestas, el C(carbón) es el combustible cuya combustión produce mayor contaminación (CO_2) por cada 1.000 kJ producidos.

1.19. La entalpía de combustión del n-butano es –2.878,6 kJ mol^{-1}. Las entalpías normales de formación (kJ mol^{-1}) del $CO_2(g)$ y del $H_2O(l)$ son, respectivamente, –393,2 y –285,6. Calcule la entalpía normal de formación del n-butano.

(Canarias 2004)

La ecuación química correspondiente a la combustión del butano, C_4H_{10}, es:

$$C_4H_{10}(g) + \frac{13}{2}O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 5\ H_2O(l)$$

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

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

$$= 5\ \Delta_f H°(H_2O) + 4\ \Delta_f H°(CO_2) - \Delta_f H°(C_4H_{10})$$

$$\left(1\ \text{mol}\ C_4H_{10} \cdot \frac{-2.878{,}6\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_4H_{10}}\right) = \left(5\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-285{,}6\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\right) + \left(4\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{-393{,}2\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO_2}\right) - \Delta_f H°(C_4H_{10})$$

Se obtiene, $\Delta_f H°(C_4H_{10}) = -122{,}2\ \text{kJ mol}^{-1}$.

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

1.20. Resulta difícil preparar algunos compuestos de forma directa a partir de sus elementos. Para estos compuestos orgánicos es más fácil medir la entalpía estándar de combustión haciendo reaccionar el compuesto con exceso de $O_2(g)$ para formar $CO_2(g)$ y $H_2O(l)$.
Calcule la entalpía estándar de formación de los siguientes compuestos:
a) Etanol (l) (C_2H_6O)

Entalpías de formación a 25 °C (kJ mol^{-1})		Entalpía de combustión a 25 °C (kJ mol^{-1})
$CO_2(g)$	$H_2O(l)$	$C_2H_6O(l)$
–393,5	–285,8	–1.365,6

b) Ciclohexano (l) (C_6H_{12})

Entalpías de formación a 25 °C (kJ mol^{-1})		Entalpía de combustión a 25 °C (kJ mol^{-1})
$CO_2(g)$	$H_2O(l)$	$C_6H_{12}(l)$
–393,5	–285,8	–3.920,0

(Almería 2005)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del etanol es:

$$C_2H_6O(l) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l)$$

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

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

$$= 3\ \Delta_f H°(H_2O) + 2\ \Delta_f H°(CO_2) - \Delta_f H°(C_2H_6O)$$

$$\left(1\ \text{mol}\ C_2H_6O \cdot \frac{-1.365{,}6\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_2H_6O}\right) = \left(3\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-285{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\right) + \left(2\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{-393{,}5\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO_2}\right) - \Delta_f H°(C_2H_6O)$$

Se obtiene, $\Delta_f H°(C_2H_6O) = -278{,}8\ \text{kJ mol}^{-1}$.

b) Realizando el mismo procedimiento en la combustión del ciclohexano (l):

$$C_6H_{12}(l) + 6\ O_2(g) \rightarrow 6\ CO_2(g) + 6\ H_2O(l)$$

Sustituyendo:

$$\Delta H° = 6\ \Delta_f H°(H_2O) + 6\ \Delta_f H°(CO_2) - \Delta_f H°(C_6H_{12})$$

$$\left(1\ \text{mol}\ C_6H_{12} \cdot \frac{-3.920{,}0\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_6H_{12}}\right) = \left(6\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-285{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\right) + \left(6\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{-393{,}5\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO_2}\right) - \Delta_f H°(C_6H_{12})$$

Se obtiene, $\Delta_f H°(C_6H_{12}) = -155{,}8\ \text{kJ mol}^{-1}$.

En ambas reacciones no se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

1.21. Uno de los componentes del humo del tabaco es el agente cancerígeno llamado benzo(α)pireno.
a) Calcule la entalpía de formación del benzo(α)pireno, $C_{20}H_{12}$, haciendo uso de la ley de Hess y sabiendo que las entalpías de formación (kJ mol^{-1}) del dióxido de carbono y del agua son, respectivamente, –393,0 y –242,0. La entalpía de combustión del benzo(α)pireno es –16.370 kJ mol^{-1}.
b) Si al fumar un paquete de cigarrillos se forman 0,200 g de benzo(α)pireno, ¿qué cantidad de energía se consume en este proceso?
c) Si al fumar un cigarrillo se forman $9{,}5\cdot10^{-5}$ mg de benzo(α)pireno, ¿qué cantidad de energía se consume en este proceso?
d) Si un fumador consume en un mes 0,186 J de energía, ¿cuántos paquetes habrá fumado?

(Canarias 2005) (Cantabria 2018) (Baleares 2020)

a) Las ecuaciones termoquímicas correspondientes a la formación de H_2O y CO_2 y combustión de $C_{20}H_{12}$, son, respectivamente:

$$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \qquad \Delta_f H° = -393{,}0 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$H_2(g) + ½\ O_2(g) \rightarrow H_2O(g) \qquad \Delta_f H° = -242{,}0 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$C_{20}H_{12}(s) + 23\ O_2(g) \rightarrow 20\ CO_2(g) + 6\ H_2O(g) \qquad \Delta_c H° = -16.370 \text{ kJ mol}^{-1}$$

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

$$20\ C(s) + 20\ O_2(g) \rightarrow 20\ CO_2(g) \qquad \Delta H° = 20 \text{ mol} \cdot (-393{,}0 \text{ kJ mol}^{-1})$$

$$6\ H_2(g) + 3\ O_2(g) \rightarrow 6\ H_2O(g) \qquad \Delta H° = 6 \text{ mol} \cdot (-242{,}0 \text{ kJ mol}^{-1})$$

$$20\ CO_2(g) + 6\ H_2O(g) \rightarrow C_{20}H_{12}(s) + 23\ O_2(g) \qquad \Delta H° = 1 \text{ mol} \cdot (16.370 \text{ kJ mol}^{-1})$$

Sumando estas ecuaciones se obtiene:

$$20\ C(s) + 6\ H_2(g) \rightarrow C_{20}H_{12}(s) \qquad \Delta_f H° = 7.058 \text{ kJ mol}^{-1}$$

b) Relacionando la cantidad de benzo(α)pireno con su entalpía de formación se obtiene el calor consumido al formarse 0,200 g de esta sustancia:

$$0{,}200 \text{ g } C_{20}H_{12} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_{20}H_{12}}{252{,}0 \text{ g } C_{20}H_{12}} \cdot \frac{7.058 \text{ kJ } C_{20}H_{12}}{1 \text{ mol } C_{20}H_{12}} = 5{,}60 \text{ kJ}$$

c) Relacionando la cantidad de benzo(α)pireno con su entalpía de formación se obtiene el calor consumido al formarse $9{,}5\cdot10^{-5}$ mg de esta sustancia correspondientes a la combustión de un cigarrillo:

$$9{,}5\cdot10^{-5} \text{ mg } C_{20}H_{12} \cdot \frac{1 \text{ g } C_{20}H_{12}}{10^3 \text{ mg } C_{20}H_{12}} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_{20}H_{12}}{252{,}0 \text{ g } C_{20}H_{12}} \cdot \frac{7.058 \text{ kJ } C_{20}H_{12}}{1 \text{ mol } C_{20}H_{12}} = 2{,}7\cdot10^{-6} \text{ kJ}$$

d) Suponiendo que ese energía se refiere únicamente al proceso de fumar, relacionando la energía consumida en un mes con la correspondiente a la combustión de un cigarrillo se obtiene el número de cigarrillos y paquetes fumados durante ese periodo de tiempo:

$$0{,}186 \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ cigarrillo}}{2{,}7\cdot10^{-6} \text{ kJ}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ paquete}}{20 \text{ cigarrillos}} = 3{,}4 \text{ paquetes} \rightarrow 4 \text{ paquetes}$$

(En el problema propuesto en Cantabria 2018 se cambia el apartado b) por los apartados c) y d) yen Baleares solo se pregunta el apartado a).

1.22. A efectos prácticos puede considerarse la gasolina (ρ = 0,800 kg L^{-1}) como octano, C_8H_{18}. Sabiendo que las entalpías estándar de formación (kJ mol^{-1}) del agua (g), dióxido de carbono y octano son, respectivamente, –242,0; –394,0 y –250,0. Calcule:
a) El calor producido en la combustión de 2,00 L de gasolina.
b) La energía necesaria por cada kilómetro, si un automóvil consume 5,00 L de gasolina cada 100 km.

(Cádiz 2005)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del octano es:

$$C_8H_{18}(l) + \frac{25}{2}\,O_2(g) \rightarrow 8\,CO_2(g) + 9\,H_2O(g)$$

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

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

$$= 9\,\Delta_f H°(H_2O) + 8\,\Delta_f H°(CO_2) - \Delta_f H°(C_8H_{18})$$

$$= \left(9\text{ mol } H_2O \cdot \frac{-242{,}0\text{ kJ}}{\text{mol } H_2O}\right) + \left(8\text{ mol } CO_2 \cdot \frac{-394{,}0\text{ kJ}}{\text{mol } CO_2}\right) - \left(1\text{ mol } C_8H_{18} \cdot \frac{-250{,}0\text{ kJ}}{\text{mol } C_8H_{18}}\right)$$

Se obtiene, $\Delta_c H°(C_8H_{18}) = -5.080\text{ kJ mol}^{-1}$.

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

El calor desprendido al quemarse 2,00 L de octano es:

$$2{,}00\text{ L } C_8H_{18} \cdot \frac{0{,}800\text{ kg } C_8H_{18}}{1\text{ L } C_8H_{18}} \cdot \frac{10^3\text{ g } C_8H_{18}}{1\text{ kg } C_8H_{18}} \cdot \frac{1\text{ mol } C_8H_{18}}{114{,}0\text{ g } C_8H_{18}} \cdot \frac{-5.080\text{ kJ}}{1\text{ mol } C_8H_{18}} = -7{,}13\cdot10^4\text{ kJ}$$

b) Relacionando el valor obtenido en el apartado anterior con el consumo cada 100 km recorridos:

$$\frac{-7{,}13\cdot10^4\text{ kJ}}{2{,}00\text{ L } C_8H_{18}} \cdot \frac{5{,}00\text{ L } C_8H_{18}}{100\text{ km}} = -1{,}78\cdot10^3\text{ kJ km}^{-1}$$

1.23. El ácido acético se obtiene industrialmente por reacción del metanol, CH_3OH, con monóxido de carbono.
a) Escriba y ajusta la reacción anterior.
b) Indique si la reacción es exotérmica o endotérmica.
c) Calcule la cantidad de energía intercambiada al hacer reaccionar 50,0 kg de metanol 87,0 % de riqueza con 30,0 kg monóxido de carbono 70,0 % de riqueza. El rendimiento de la reacción es 80,0 %.
(Datos. $\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1}): metanol = –238; ácido acético = –485; monóxido de carbono = –110).

(Asturias 2006)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de obtención de CH_3COOH es:

$$CH_3OH(l) + CO(g) \rightarrow CH_3COOH(l)$$

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

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

$$= \Delta_f H°(CH_3COOH) - [\Delta_f H°(CH_3OH) + \Delta_f H°(CO)] =$$

$$= \left(1\text{ mol } CH_3COOH \cdot \frac{-485\text{ kJ}}{\text{mol } CH_3COOH}\right) - \left(1\text{ mol } CH_3OH \cdot \frac{-238\text{ kJ}}{\text{mol } CH_3OH}\right) - \left(1\text{ mol } CO \cdot \frac{-110\text{ kJ}}{\text{mol } CO}\right)$$

Se obtiene, $\Delta H° = -137\text{ kJ mol}^{-1}$.

De acuerdo con el signo negativo de la entalpía se trata de un proceso exotérmico en el que se libera calor.

c) Al disponer de cantidades de los dos reactivos es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. El número de moles de cada uno es:

$$50{,}0\ \text{kg}\ CH_3OH\ 87\ \% \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ CH_3OH\ 87{,}0\ \%}{1\ \text{kg}\ CH_3OH\ 87\ \%} \cdot \frac{87{,}0\ \text{g}\ CH_3OH}{100\ \text{g}\ CH_3OH\ 87\ \%} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_3OH}{32{,}0\ \text{g}\ CH_3OH} = 1{,}36{\cdot}10^3\ \text{mol}\ CH_3OH$$

$$50{,}0\ \text{kg CO}\ 70{,}0\ \% \cdot \frac{10^3\ \text{g CO}\ 70{,}0\ \%}{1\ \text{kg CO}\ 70{,}0\ \%} \cdot \frac{70{,}0\ \text{g CO}}{100\ \text{g CO}\ 70{,}0\ \%} \cdot \frac{1\ \text{mol CO}}{28{,}0\ \text{g CO}} = 750\ \text{mol CO}$$

La relación molar es:

$$\frac{1{,}36{\cdot}10^3\ \text{mol}\ CH_3OH}{750\ \text{mol CO}} = 1{,}81$$

Como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es mayor que 1, quiere decir que sobra CH_3OH, por lo que CO es el reactivo limitante que determina la cantidad de CH_3COOH formado y el calor desprendido en la reacción con un rendimiento del 80,0 %:

$$750\ \text{mol CO} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_3COOH}{1\ \text{mol CO}} \cdot \frac{80{,}0\ \text{mol}\ CH_3COOH\ \text{(real)}}{100\ \text{mol}\ CH_3COOH\ \text{(teórico)}} \cdot \frac{-137\ \text{kJ}}{1\ \text{mol CO}} = -8{,}22{\cdot}10^4\ \text{kJ}$$

1.24. Los diamantes constituyen un material de gran importancia industrial (técnicas láser, puntas de perforadoras industriales, etc.), además, tienen gran importancia en joyería.
Determine las entalpías de formación del diamante, obtenido a partir del grafito y de la hulla, respectivamente. ¿En cuál de los casos es menor la entalpía?
(Datos. Entalpías de combustión (kJ mol^{-1}): C(grafito) = –393,05; C(diamante) = –394,93).
(Canarias 2006)

Las ecuaciones termoquímicas de la combustión del grafito, diamante y hulla, son, respectivamente:

$C(\text{grafito}) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\qquad \Delta H° = -393{,}05\ \text{kJ mol}^{-1}$

$C(\text{diamante}) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\qquad \Delta H° = -394{,}93\ \text{kJ mol}^{-1}$

$C(\text{hulla}) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\qquad \Delta H° = -404{,}21\ \text{kJ mol}^{-1}$

▪ Para la formación del diamante a partir del grafito, de acuerdo con la ley de Hess (1840) se puede escribir:

$C(\text{grafito}) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\qquad \Delta H° = 1\ \text{mol} \cdot (-393{,}05\ \text{kJ mol}^{-1})$

$CO_2(g) \rightarrow C(\text{diamante}) + O_2(g)$ $\qquad \Delta H° = 1\ \text{mol} \cdot (+394{,}93\ \text{kJ mol}^{-1})$

Sumando ambas ecuaciones se obtiene la variación de entalpía para la transformación de grafito en diamante:

$C(\text{grafito}) \rightarrow C(\text{diamante})$ $\qquad \Delta H° = 1{,}88\ \text{kJ mol}^{-1}$

▪ Para la formación del diamante a partir del grafito, de acuerdo con la ley de Hess se puede escribir:

$C(\text{hulla}) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\qquad \Delta H° = 1\ \text{mol} \cdot (-404{,}21\ \text{kJ mol}^{-1})$

$CO_2(g) \rightarrow C(\text{diamante}) + O_2(g)$ $\qquad \Delta H° = 1\ \text{mol} \cdot (+394{,}93\ \text{kJ mol}^{-1})$

Sumando ambas ecuaciones se obtiene la variación de entalpía para la transformación de hulla en diamante:

$C(\text{hulla}) \rightarrow C(\text{diamante})$ $\qquad \Delta H° = -9{,}28\ \text{kJ mol}^{-1}$

Considerando valores absolutos de las entalpías, esta es menor cuando se forma el diamante a partir de hulla.

1.25. En el proceso de reacción del oxígeno con el cobre para formar óxido de cobre(II) se desprenden 2,30 kJ por cada gramo de cobre reaccionado, a 298 K y 760 mmHg. Calcule:
a) La entalpía de formación del óxido de cobre(II).
b) El calor desprendido cuando reaccionan 100 L de oxígeno, medidos a 1,50 atm y 27 °C.

(Cádiz 2006)

a) La reacción de formación del CuO(s) es:

$$Cu(s) + ½\ O_2(g) \rightarrow CuO(s)$$

La entalpía de la reacción se obtiene relacionando el calor desprendido con la cantidad de cobre que reacciona:

$$\Delta H° = \frac{-2{,}30\ \text{kJ}}{\text{g Cu}} \cdot \frac{63{,}5\ \text{g Cu}}{1\ \text{mol Cu}} = -146\ \text{kJ mol}^{-1}$$

b) Suponiendo comportamiento ideal, el número de moles de gas obtenido es:

$$n = \frac{1{,}50\ \text{atm} \cdot (100\ \text{L}\ O_2)}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15)\ \text{K}} = 6{,}14\ \text{mol}\ O_2$$

El calor que se desprende cuando reacciona esa cantidad O_2 es:

$$6{,}14\ \text{mol}\ O_2 \cdot \frac{-146\ \text{kJ}}{0{,}5\ \text{mol}\ O_2} = -1{,}79 \cdot 10^3\ \text{kJ}$$

1.26. Las entalpías de combustión (kcal mol^{-1}) del etanol y del etanal son, –327,6 y –279,0, respectivamente.
a) Escriba las reacciones de combustión del etanol y del etanal ajustadas.
b) Calcule la variación de entalpía de la reacción de oxidación del etanol líquido en exceso de oxígeno para dar etanal y agua, ambos compuestos en estado líquido.
c) ¿Cuál de las dos sustancias producirá más calor en el proceso de combustión?

(Canarias 2007)

a) Las ecuaciones termoquímicas ajustadas correspondientes a la combustión del etanol y etanal son, respectivamente:

$$C_2H_5OH(l) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l) \qquad \Delta H° = -327{,}6\ \text{kcal mol}^{-1}$$

$$C_2H_4O(l) + \frac{5}{2} O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 2\ H_2O(l) \qquad \Delta H° = -279{,}0\ \text{kcal mol}^{-1}$$

b) La ecuación química ajustada correspondiente a la oxidación del etanol es:

$$C_2H_5OH(l) + ½\ O_2(g) \rightarrow C_2H_4O(g) + H_2O(l)$$

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

$$C_2H_5OH(l) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l) \qquad \Delta H° = 1\ \text{mol} \cdot (-327{,}6\ \text{kcal mol}^{-1})$$

$$2\ CO_2(g) + 2\ H_2O(l) \rightarrow C_2H_4O(l) + \frac{5}{2} O_2(g) \qquad \Delta H° = 1\ \text{mol} \cdot (-279{,}0\ \text{kcal mol}^{-1})$$

Sumando ambas ecuaciones se obtiene:

$$C_2H_5OH(l) + ½\ O_2(g) \rightarrow C_2H_4O(l) + H_2O(l) \qquad \Delta H° = -48{,}60\ \text{kcal mol}^{-1}$$

c) Comparando las entalpías de combustión, se observa que en la combustión del etanol desprende, por mol, más calor que en la del etanal.

1.27. El calor de reacción correspondiente a la descomposición térmica del carbonato de calcio es 42,49 kcal mol^{-1}, siendo los productos de reacción que se obtienen óxido de calcio y dióxido de carbono. Calcule:
a) El consumo de carbón mineral que hay que añadir a un horno de calefacción para obtener una tonelada de óxido de calcio, suponiendo que el rendimiento térmico del horno sea del 70,0 %. Se sabe que la entalpía de la reacción:

$$C + O_2 \rightarrow CO_2 \qquad \Delta H° = -94{,}52 \text{ kcal mol}^{-1}.$$

b) El volumen de CO_2 que se desprenden en este proceso en condiciones normales.

(Cádiz 2007)

a) La ecuación termoquímica correspondiente a la descomposición térmica del $CaCO_3$ es:

$$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g) \qquad \Delta H° = 42{,}49 \text{ kcal mol}^{-1}$$

El calor necesario para obtener una tonelada de CaO es:

$$1{,}00 \text{ t CaO} \cdot \frac{10^6 \text{ g CaO}}{1 \text{ t CaO}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56{,}1 \text{ g CaO}} \frac{42{,}49 \text{ kcal}}{1 \text{ mol CaO}} = 7{,}59 \cdot 10^5 \text{ kcal}$$

Como el rendimiento térmico del horno es del 70 % la cantidad de calor que se debería proporcionar es:

$$7{,}59 \cdot 10^5 \text{ kcal} \cdot \frac{100 \text{ kcal (teórico)}}{70{,}0 \text{ kcal (real)}} = 1{,}08 \cdot 10^6 \text{ kcal}$$

Relacionando este calor con el que se desprende en la combustión del carbono:

$$1{,}08 \cdot 10^6 \text{ kcal} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{94{,}52 \text{ kcal}} = 1{,}14 \cdot 10^4 \text{ mol C}$$

Suponiendo que el carbón contiene 100 % de C, la masa correspondiente de este es:

$$1{,}14 \cdot 10^4 \text{ mol C} \cdot \frac{12{,}0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 1{,}37 \cdot 10^5 \text{ g C}$$

b) Relacionando C con CO_2:

$$1{,}14 \cdot 10^4 \text{ mol C} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}} = 1{,}14 \cdot 10^4 \text{ mol CO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen de CO_2 generado en el proceso es:

$$V = \frac{(1{,}14 \cdot 10^4 \text{ mol CO}_2) \cdot (0{,}08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273{,}15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 2{,}55 \cdot 10^5 \text{ L CO}_2$$

1.28. Uno de los plásticos más utilizados actualmente es el polietileno. El producto de partida utilizado en su fabricación es el etileno. Si los calores estándar de formación (kcal mol^{-1}) del dióxido de carbono gaseoso y del agua líquida son, respectivamente, –94,1 y –63,8; y sabiendo que el calor de combustión del etileno gas es –337,3 kcal mol^{-1}, determine el calor estándar de formación del citado reactivo gaseoso de partida.

(Castilla y León 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del etileno es:

$$C_2H_4(g) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

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

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

$$= [2\ \Delta_f H°\ (H_2O) + 2\ \Delta_f H°\ (CO_2)] - \Delta_f H°\ (C_2H_4)$$

$$\left(1 \text{ mol } C_2H_4 \cdot \frac{-337{,}3 \text{ kcal}}{\text{mol } C_2H_4}\right) = \left(2 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{-63{,}8 \text{ kcal}}{\text{mol } H_2O}\right) + \left(2 \text{ mol } CO_2 \cdot \frac{-94{,}1 \text{ kcal}}{\text{mol } CO_2}\right) - \Delta_f H°(C_2H_4)$$

Se obtiene, $\Delta_f H°\ (C_2H_4) = 21{,}5 \text{ kcal mol}^{-1}$.

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

1.29. En un horno se descompone carbonato de calcio según:

$$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g) \qquad \Delta H° = 179 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Se utiliza como combustible propano, C_3H_8, cuya entalpía de combustión es, $\Delta H° = -2.219{,}8$ kJ mol^{-1}.
a) ¿Qué masa de propano se debe quemar para descomponer 100 kg de carbonato de calcio, si solo se aprovecha el 40,0 % del calor desprendido?
b) Calcule el volumen de aire, a 25 °C y 1 atm, necesario para la combustión del propano utilizado.
c) Calcule los kg de CO_2 emitidos a la atmósfera en todo el proceso.
(Dato. El aire contiene un 21,0 % en volumen de oxígeno).

(Murcia 2008)

a) La cantidad de $CaCO_3$ a descomponer es:

$$100 \text{ kg } CaCO_3 \cdot \frac{10^3 \text{ g } CaCO_3}{1 \text{ kg } CaCO_3} \cdot \frac{1 \text{ mol } CaCO_3}{100{,}1 \text{ g } CaCO_3} = 1{,}00 \cdot 10^3 \text{ mol } CaCO_3$$

La energía necesaria para descomponer el $CaCO_3$ es:

$$1{,}00 \cdot 10^3 \text{ mol } CaCO_3 \cdot \frac{179 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } CaCO_3} = 1{,}79 \cdot 10^5 \text{ kJ}$$

La cantidad de C_3H_8 necesaria para suministrar esa energía supuesto un rendimiento del 40,0 % es:

$$x \text{ mol } C_3H_8 \cdot \frac{2.219{,}8 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } C_3H_8} \cdot \frac{40{,}0 \text{ kJ (real)}}{100 \text{ kJ (teórico)}} = 1{,}79 \cdot 10^5 \text{ kJ} \quad \rightarrow \quad x = 202 \text{ mol } C_3H_8$$

La masa correspondiente es:

$$202 \text{ mol } C_3H_8 \cdot \frac{44{,}0 \text{ g } C_3H_8}{1 \text{ mol } C_3H_8} \cdot \frac{1 \text{ kg } C_3H_8}{10^3 \text{ g } C_3H_8} = 8{,}89 \text{ kg } C_3H_8$$

b) La ecuación química correspondiente a la combustión del $C_3H_8(g)$ es:

$$C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l)$$

Relacionando C_3H_8 con O_2:

$$202 \text{ mol } C_3H_8 \cdot \frac{5 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } C_3H_8} = 1{,}01 \cdot 10^3 \text{ mol } O_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(1{,}01 \cdot 10^3 \text{ mol } O_2) \cdot (0{,}08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 2{,}47 \cdot 10^4 \text{ L } O_2$$

El volumen de aire es:

$$2{,}47 \cdot 10^4 \text{ L } O_2 \cdot \frac{100 \text{ L aire}}{21{,}0 \text{ L } O_2} = 1{,}18 \cdot 10^5 \text{ L aire}$$

c) El CO_2 emitido a la atmósfera es el correspondiente a las reacciones:

▪ Descomposición del $CaCO_3$

$$1{,}00 \cdot 10^3 \text{ mol } CaCO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } CaCO_3} = 1{,}00 \cdot 10^3 \text{ mol } CO_2$$

▪ Combustión del C_3H_8

$$202 \text{ mol } C_3H_8 \cdot \frac{3 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_3H_8} = 606 \text{ mol } CO_2$$

La masa total de CO_2 emitido es:

$$(1{,}00 \cdot 10^3 + 606) \text{ mol } CO_2 \cdot \frac{44{,}0 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ kg } CO_2}{10^3 \text{ g } CO_2} = 70{,}8 \text{ kg } CO_2$$

1.30. Durante la década de 1940, y debido a la escasez de gasolina, se utilizó como combustible para automóviles el monóxido de carbono obtenido a partir del carbón en los "gasógenos". Sabiendo que la combustión del CO(g) para dar CO_2(g) tiene una variación de entalpía de –238,0 kJ mol^{-1} a 25 °C:
a) Calcule la entalpía de formación del monóxido de carbono.
b) ¿Qué cantidad de calor se podría obtener al quemar 100 m^3 de CO medidos a 25 °C y 750 mmHg?
c) ¿Qué volumen ocuparía el O_2 necesario para la combustión del CO del apartado anterior, medido en las mismas condiciones de presión y temperatura?
(Dato. $\Delta_f H°$ CO_2(g) = –393,5 kJ mol^{-1}).

(Cádiz 2008)

a) La ecuación química correspondiente a la formación del "gasógeno" es:

$$CO(g) + ½\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \qquad \Delta H° = -238{,}0\ \text{kJ mol}^{-1}$$

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

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

$$\left(1\ \text{mol CO} \cdot \frac{-238{,}0\ \text{kJ}}{\text{mol CO}}\right) = \left(1\ \text{mol } CO_2 \cdot \frac{-393{,}5\ \text{kJ}}{\text{mol } CO_2}\right) - \Delta_f H°(CO)$$

Se obtiene, $\Delta_f H°$ (CO) = –110,5 kJ mol^{-1}.

b) Suponiendo comportamiento ideal, la cantidad de gas que se quema es:

$$n = \frac{750\ \text{mmHg} \cdot (100\ \text{m}^3\ \text{CO})}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} \cdot \frac{10^3\ \text{L}}{1\ \text{m}^3} = 4{,}04{\cdot}10^3\ \text{mol CO}$$

La cantidad de calor que se desprende en la combustión es:

$$4{,}04{\cdot}10^3\ \text{mol CO} \cdot \frac{-238{,}0\ \text{kJ}}{1\ \text{mol CO}} = -9{,}62{\cdot}10^5\ \text{kJ}$$

c) Relacionando CO y O_2:

$$4{,}04{\cdot}10^3\ \text{mol CO} \cdot \frac{0{,}5\ \text{mol } O_2}{1\ \text{mol CO}} = 2{,}02{\cdot}10^3\ \text{mol } O_2$$

El volumen ocupado por esta cantidad de gas es:

$$V = \frac{(2{,}02{\cdot}10^3\ \text{mol } O_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{750\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 5{,}00{\cdot}10^4\ \text{L } O_2$$

1.31. Se dispone de una habitación de dimensiones 4,00 x 4,00 x 3,00 m que se calienta usando 1,00 kg de propano como combustible. Calcule:
a) La entalpía de combustión del propano.
b) La variación de la composición, en moles, del aire de la habitación una vez que se haya consumido todo el propano.
(Datos. $\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1}): CO_2(g) = –393,5; H_2O(g) = –241,8; C_3H_8(g) = –103,9. Composición volumétrica del aire: 78,0 % N_2 y 22,0 % O_2).
(Nota. Se supone que el sistema es cerrado, la presión es constante e igual a 1 atm y la temperatura es de 25 °C).

(Cádiz 2009)

a) La reacción de combustión del propano es:

$$C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(g)$$

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

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

$$= [4\ \Delta_f H°(H_2O) + 3\ \Delta_f H°(CO_2)] - \Delta_f H°(C_3H_8) =$$

$$= \left(4\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-241{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\right) + \left(3\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{-393{,}5\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO_2}\right) - \left(1\ \text{mol}\ C_3H_8 \cdot \frac{-103{,}9\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_3H_8}\right) = -2.044\ \text{kJ mol}^{-1}$$

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

b) La cantidad de aire contenida inicialmente en la habitación es:

$$V = (4{,}00\ \text{m}) \cdot (4{,}00\ \text{m}) \cdot (3{,}00\ \text{m}) = 48{,}0\ \text{m}^3$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de aire es:

$$n = \frac{1\ \text{atm} \cdot (48{,}0\ \text{m}^3\ \text{aire})}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{10^3\ \text{L aire}}{1\ \text{m}^3\ \text{aire}} = 1{,}96{\cdot}10^3\ \text{mol aire}$$

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), en una mezcla gaseosa coinciden las composiciones volumétrica y molar. Las cantidades de N_2 y O_2 son respectivamente:

$$1{,}96{\cdot}10^3\ \text{mol aire} \cdot \frac{78{,}0\ \text{mol}\ N_2}{100\ \text{mol aire}} = 1{,}53{\cdot}10^3\ \text{mol}\ N_2$$

$$1{,}96{\cdot}10^3\ \text{mol aire} \cdot \frac{22{,}0\ \text{mol}\ O_2}{100\ \text{mol aire}} = 431\ \text{mol}\ O_2$$

La cantidad de O_2 consumido en la combustión de 1,00 kg de C_3H_8 es:

$$1{,}00\ \text{kg}\ C_3H_8 \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ C_3H_8}{1\ \text{kg}\ C_3H_8} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_3H_8}{44{,}0\ \text{g}\ C_3H_8} \cdot \frac{5\ \text{mol}\ O_2}{1\ \text{mol}\ C_3H_8} = 114\ \text{mol}\ O_2$$

Mientras que la cantidad de N_2 después de la combustión permanece constante, la cantidad de O_2 que queda en la habitación es:

$$431\ \text{mol}\ O_2\ \text{(inicial)} - 114\ \text{mol}\ O_2\ \text{(gastado)} = 317\ \text{mol}\ O_2\ \text{(exceso)}$$

Las cantidades de CO_2 y H_2O formados en la combustión de 1,00 kg de C_3H_8 son, respectivamente:

$$1{,}00\ \text{kg}\ C_3H_8 \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ C_3H_8}{1\ \text{kg}\ C_3H_8} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_3H_8}{44{,}0\ \text{g}\ C_3H_8} \cdot \frac{3\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_3H_8} = 68{,}2\ \text{mol}\ CO_2$$

$$1{,}00\ \text{kg}\ C_3H_8 \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ C_3H_8}{1\ \text{kg}\ C_3H_8} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_3H_8}{44{,}0\ \text{g}\ C_3H_8} \cdot \frac{4\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ C_3H_8} = 90{,}9\ \text{mol}\ H_2O$$

El número total de moles de aire en la habitación es:

$$n_t = 1{,}53{\cdot}10^3\ \text{mol}\ N_2 + 317\ \text{mol}\ O_2 + 68{,}2\ \text{mol}\ CO_2 + 90{,}9\ \text{mol}\ H_2O = 2{,}01{\cdot}10^3\ \text{mol aire}$$

La composición del aire en la habitación después de la combustión es:

$$\frac{1{,}53{\cdot}10^3\ \text{mol}\ N_2}{2{,}01{\cdot}10^3\ \text{mol aire}} \cdot 100 = 76{,}1\ \%\ N_2 \qquad \frac{317\ \text{mol}\ O_2}{2{,}01{\cdot}10^3\ \text{mol aire}} \cdot 100 = 15{,}8\ \%\ O_2$$

$$\frac{68{,}2\ \text{mol}\ CO_2}{2{,}01{\cdot}10^3\ \text{mol aire}} \cdot 100 = 3{,}39\ \%\ CO_2 \qquad \frac{90{,}9\ \text{mol}\ H_2O}{2{,}01{\cdot}10^3\ \text{mol aire}} \cdot 100 = 4{,}52\ \%\ H_2O$$

La variación que experimentan la composición del aire de la habitación es:

$N_2 \rightarrow 78{,}0\ \%\ \text{(inicial)} - 76{,}1\ \%\ \text{(final)} = 1{,}90\ \%$ $\qquad CO_2 \rightarrow 3{,}39\ \%$

$O_2 \rightarrow 22{,}0\ \%\ \text{(inicial)} - 15{,}8\ \%\ \text{(final)} = 6{,}20\ \%$ $\qquad H_2O \rightarrow 4{,}52\ \%$

1.32. Calcule los calores de formación del Na_2O y del NaOH en estado sólido sabiendo que:

$Na(s) + H_2O(l) \rightarrow NaOH(aq) + ½\ H_2(g)$ $\quad \Delta H = -183.125{,}8$ J
$Na_2O(s) + H_2O(l) \rightarrow 2\ NaOH(aq)$ $\quad \Delta H = -235.835{,}6$ J
$NaOH(s) \rightarrow NaOH(aq)$ $\quad \Delta H = -42.636{,}0$ J
$H_2(g) + ½\ O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$ $\quad \Delta H = -285.577{,}6$ J

(Valencia 2010)

▪ La ecuación termoquímica correspondiente a la formación de $Na_2O(s)$ a 25 °C y 1 atm es:

$$2\ Na(s) + ½\ O_2(g) \rightarrow Na_2O(s)$$

De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones termoquímicas propuestas se pueden reescribir de forma que permitan calcular la entalpía de la reacción problema:

$2\ Na(s) + 2\ H_2O(l) \rightarrow 2\ NaOH(aq) + H_2(g)$ $\quad \Delta H = 2\ \text{mol} \cdot (-183.125{,}8\ \text{J mol}^{-1})$

$H_2(g) + ½\ O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$ $\quad \Delta H = 1\ \text{mol} \cdot (-285.577{,}6\ \text{J mol}^{-1})$

$2\ NaOH(aq) \rightarrow Na_2O(s) + H_2O(l)$ $\quad \Delta H = 1\ \text{mol} \cdot (235.835{,}6\ \text{J mol}^{-1})$

Sumando estas ecuaciones se obtiene:

$2\ Na(s) + ½\ O_2(g) \rightarrow Na_2O(s)$ $\quad \Delta_f H° = -415.993{,}6\ \text{J mol}^{-1}$

▪ La ecuación termoquímica correspondiente a la formación de NaOH(s) a 25 °C y 1 atm es:

$$Na(s) + ½\ O_2(g) + ½\ H_2(g) \rightarrow NaOH(s)$$

Procediendo de la misma manera que con la sustancia anterior:

$Na(s) + H_2O(l) \rightarrow NaOH(aq) + ½\ H_2(g)$ $\quad \Delta H = 1\ \text{mol} \cdot (-183.125{,}8\ \text{J mol}^{-1})$

$H_2(g) + ½\ O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$ $\quad \Delta H = 1\ \text{mol} \cdot (-285.577{,}6\ \text{J mol}^{-1})$

$NaOH(aq) \rightarrow NaOH(s)$ $\quad \Delta H = 1\ \text{mol} \cdot (42.636\ \text{J mol}^{-1})$

Sumando estas ecuaciones se obtiene:

$Na(s) + ½\ O_2(g) + ½\ H_2(g) \rightarrow NaOH(s)$ $\quad \Delta_f H° = -426.067\ \text{J mol}^{-1}$

1.33. El cuerpo humano toma la energía que necesita, entre otras formas, a partir de azúcares (proceso de combustión). Calcule la cantidad máxima de energía que aportaría al organismo de una persona la ingesta de una barra de chocolatina de 180 g, que contiene un 60,0 % de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$, como único nutriente.
(Datos. $\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1}): $C_{12}H_{22}O_{11} = -2.221{,}9$; $CO_2 = -393{,}5$; $H_2O = -285{,}8$).

(Canarias 2010)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión de la sacarosa es:

$$C_{12}H_{22}O_{11}(s) + 12\ O_2(g) \rightarrow 12\ CO_2(g) + 11\ H_2O(l)$$

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

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

$$= [11\ \Delta_f H°(H_2O) + 12\ \Delta_f H°(CO_2)] - \Delta_f H°(C_{12}H_{22}O_{11}) =$$

$$= \left(11\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-285{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\right) + \left(12\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{-393{,}5\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO_2}\right) - \left(1\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}O_{11} \cdot \frac{-2.221{,}9\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_{12}H_{22}O_{11}}\right)$$

Se obtiene, $\Delta H° = -5.644\ \text{kJ mol}^{-1}$.

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

Relacionando la cantidad de $C_{12}H_{22}O_{11}$ contenida en la chocolatina con la entalpía de reacción se obtiene la cantidad de energía en forma calor que suministra esta sustancia:

$$180\ \text{g chocolatina} \cdot \frac{60{,}0\ \text{g } C_{12}H_{22}O_{11}}{100\ \text{g chocolatina}} \cdot \frac{1\ \text{mol } C_{12}H_{22}O_{11}}{342{,}0\ \text{g } C_{12}H_{22}O_{11}} \cdot \frac{-5.644\ \text{kJ}}{1\ \text{mol } C_{12}H_{22}O_{11}} = -1{,}78 \cdot 10^3\ \text{kJ}$$

1.34. La oxidación de la glucosa tiene lugar en el cuerpo humano según la siguiente ecuación:
$C_6H_{12}O_6(aq) + 6\ O_2(aq) \rightarrow 6\ CO_2(aq) + 6\ H_2O(l)$
Suponiendo que las entalpías no se modifican cuando se pasa de 25 °C a la temperatura del cuerpo humano (36 °C), calcule la cantidad de energía liberada cuando se oxidan 20,0 g de glucosa.
Datos:

i) $C_6H_{12}O_6(s) \rightarrow C_6H_{12}O_6(aq)$ $\quad \Delta H = 25{,}08\ \text{kJ mol}^{-1}$
ii) $O_2(g) \rightarrow O_2(aq)$ $\quad \Delta H = -41{,}80\ \text{kJ mol}^{-1}$
iii) $CO_2(g) \rightarrow CO_2(aq)$ $\quad \Delta H = 62{,}70\ \text{kJ mol}^{-1}$
iv) $\Delta_f H$ glucosa(s) $\quad \Delta H = -1.358{,}7\ \text{kJ mol}^{-1}$
v) $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\quad \Delta H = -393{,}13\ \text{kJ mol}^{-1}$
vi) $H_2(g) + ½\ O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$ $\quad \Delta H = -285{,}6\ \text{kJ mol}^{-1}$

(Baleares 2010)

De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones termoquímicas propuestas se pueden reescribir de forma que permitan calcular la entalpía de la reacción problema:

$C_6H_{12}O_6(s) \rightarrow C_6H_{12}O_6(aq)$ $\quad \Delta H = 1\ \text{mol} \cdot (-25{,}08\ \text{kJ mol}^{-1})$

$C_6H_{12}O_6(s) \rightarrow 6\ C(s) + 6\ H_2(g) + 3\ O_2(g)$ $\quad \Delta H = 1\ \text{mol} \cdot (1.358{,}7\ \text{kJ mol}^{-1})$

$6\ C(s) + 6\ O_2(g) \rightarrow 6\ CO_2(g)$ $\quad \Delta H = 6\ \text{mol} \cdot (-393{,}13\ \text{kJ mol}^{-1})$

$6\ CO_2(g) \rightarrow 6\ CO_2(aq)$ $\quad \Delta H = 6\ \text{mol} \cdot (62{,}70\ \text{kJ mol}^{-1})$

$6\ H_2(g) + 3\ O_2(g) \rightarrow 6\ H_2O(l)$ $\quad \Delta H = 6\ \text{mol} \cdot (-285{,}8\ \text{kJ mol}^{-1})$

$6\ O_2(aq) \rightarrow 6\ O_2(g)$ $\quad \Delta H = 6\ \text{mol} \cdot (41{,}80\ \text{kJ mol}^{-1})$

Sumando estas ecuaciones se obtiene:

$C_6H_{12}O_6(aq) + 6\ O_2(aq) \rightarrow 6\ CO_2(aq) + 6\ H_2O(l)$ $\quad \Delta H = -2.112\ \text{kJ mol}^{-1}$

La energía liberada en la oxidación de 20,0 g de glucosa es:

$$20{,}0\ \text{g } C_6H_{12}O_6 \cdot \frac{1\ \text{mol } C_6H_{12}O_6}{180{,}0\ \text{g } C_6H_{12}O_6} \cdot \frac{-2.112\ \text{kJ}}{\text{mol } C_6H_{12}O_6} = -235\ \text{kJ}$$

1.35. Considerando que la gasolina está formada únicamente por octano, C_8H_{18}, y sabiendo que las entalpías de formación son $\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1}): $H_2O = -242$; $CO_2 = -394$ y $C_8H_{18} = -250$, calcule:
a) La energía liberada en la combustión de 8,00 L de gasolina de densidad 800 kg m^{-3}.
b) El volumen de aire necesario (en condiciones normales) en la anterior combustión. Se sabe que el aire tiene 21,0 % en volumen de oxígeno.
c) El volumen de CO_2 desprendido en dicha combustión medido a 30 °C y 1 atm.

(Murcia 2011)

---

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del octano es:

$$C_8H_{18}(l) + \frac{25}{2}\ O_2(g) \rightarrow 8\ CO_2(g) + 9\ H_2O(g)$$

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

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

$$= 9\ \Delta_f H°(H_2O) + 8\ \Delta_f H°(CO_2) - \Delta_f H°(C_8H_{18})$$

$$= \left(9\ \text{mol } H_2O \cdot \frac{-242\ \text{kJ}}{\text{mol } H_2O}\right) + \left(8\ \text{mol } CO_2 \cdot \frac{-394\ \text{kJ}}{\text{mol } CO_2}\right) - \left(1\ \text{mol } C_8H_{18} \cdot \frac{-250\ \text{kJ}}{\text{mol } C_8H_{18}}\right)$$

Se obtiene, $\Delta_f H°(C_8H_{18}) = -5{,}08\cdot10^3$ kJ mol^{-1}.

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

La cantidad de octano que se quema es:

$$8{,}00\ \text{L}\ C_8H_{18}\cdot\frac{1\ \text{m}^3\ C_8H_{18}}{10^3\ \text{L}\ C_8H_{18}}\cdot\frac{800\ \text{kg}\ C_8H_{18}}{1\ \text{m}^3\ C_8H_{18}}\cdot\frac{10^3\ \text{g}\ C_8H_{18}}{1\ \text{kg}\ C_8H_{18}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ C_8H_{18}}{114{,}0\ \text{g}\ C_8H_{18}} = 56{,}1\ \text{mol}\ C_8H_{18}$$

El calor desprendido en la combustión de esta cantidad de sustancia es:

$$56{,}1\ \text{mol}\ C_8H_{18}\cdot\frac{-5{,}08\cdot10^3\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_8H_{18}} = -2{,}85\cdot10^5\ \text{kJ}$$

b) Relacionando C_8H_{18} con O_2:

$$56{,}1\ \text{mol}\ C_8H_{18}\cdot\frac{25\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol}\ C_8H_{18}} = 701\ \text{mol}\ O_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen de aire que necesita es:

$$V = \frac{(701\ \text{mol}\ O_2)\cdot(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}}\cdot\frac{100\ \text{L aire}}{21\ \text{L}\ O_2} = 7{,}48\cdot10^4\ \text{L aire}$$

c) Relacionando C_8H_{18} con CO_2:

$$56{,}1\ \text{mol}\ C_8H_{18}\cdot\frac{8\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_8H_{18}} = 445\ \text{mol}\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(445\ \text{mol}\ CO_2)\cdot(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(30+273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 1{,}11\cdot10^4\ \text{L}\ CO_2$$

1.36. Haciendo uso de los calores de formación del agua líquida, $\Delta_f H°\ H_2O(l) = -285{,}9$ kJ mol^{-1} y del vapor de agua, $\Delta_f H°\ H_2O(g) = -241{,}8$ kJ mol^{-1}. Calcule:
a) La entalpía molar de condensación del agua.
b) El calor intercambiado cuando una molécula de agua vapor pasa al estado líquido.

(Canarias 2011)

a) La ecuación química correspondiente a la condensación del agua es:

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

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

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

$$= \Delta_f H°(H_2O(l)) - \Delta_f H°(H_2O(g)) =$$

$$= \left(1\ \text{mol}\ H_2O(l)\cdot\frac{-285{,}9\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O(l)}\right) - \left(1\ \text{mol}\ H_2O(g)\cdot\frac{-241{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O(g)}\right) = -44{,}10\ \text{kJ mol}^{-1}$$

b) El calor intercambiado en la condensación de una sola molécula es:

$$\frac{-44{,}10\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{moléculas}\ H_2O} = -7{,}323\cdot10^{-23}\ \text{kJ molécula}^{-1}$$

1.37. La urea, H_2NCONH_2, es una sustancia soluble en agua, que sintetizan muchos seres vivos para eliminar el exceso de nitrógeno.
a) Ajuste la reacción de formación de la urea, $H_2NCONH_2(s)$, a partir de amoniaco, $NH_3(g)$, y dióxido de carbono, $CO_2(g)$, sabiendo que en la misma se produce $H_2O(l)$. ¿Cuál es la entalpía de esta reacción?
b) Calcule la entalpía de disolución de la urea en agua.
(Datos. $\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1}): $H_2NCONH_2(s) = -333{,}19$; $H_2NCONH_2(aq) = -319{,}20$; $NH_3(g) = -46{,}11$; $CO_2(g) = -393{,}51$; $H_2O(l) = -285{,}83$).

(Cantabria 2011)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de formación de la urea, $CON_2H_4(s)$, a partir de amoniaco y dióxido de carbono es:

$$2\ NH_3(g) + CO_2(g) \rightarrow CON_2H_4(s) + H_2O(l)$$

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

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

$$= [\Delta_f H°(H_2O) + \Delta_f H°(CON_2H_4)] - [\Delta_f H°(CO_2) + 2\,\Delta_f H°(NH_3)] =$$

$$= \left(1\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-285{,}83\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\right) + \left(1\ \text{mol}\ CON_2H_4 \cdot \frac{-333{,}19\ \text{kJ}}{CON_2H_4}\right) -$$

$$- \left(1\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{-393{,}51\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO_2}\right) - \left(2\ \text{mol}\ NH_3 \cdot \frac{-46{,}11\ \text{kJ}}{\text{mol}\ NH_3}\right) = -133{,}0\ \text{kJ mol}^{-1}$$

b) La ecuación química ajustada correspondiente al proceso de disolución de la urea:

$$CON_2H_4(s) \rightarrow CON_2H_4(aq)$$

La entalpía de disolución de la urea es:

$$\Delta_{dis} H° = \left(1\ \text{mol}\ CON_2H_4(aq) \cdot \frac{-319{,}20\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CON_2H_4(aq)}\right) - \left(1\ \text{mol}\ CON_2H_4(s) \cdot \frac{-333{,}19\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CON_2H_4(s)}\right)$$

Se obtiene, $\Delta_{dis} H° = 13{,}99\ \text{kJ mol}^{-1}$.

1.38. La entalpía de combustión de un hidrocarburo gaseoso C_nH_{2n+2} es de –2.220 kJ mol^{-1}. Calcule:
a) Fórmula molecular del hidrocarburo.
b) Energía desprendida en la combustión de 50 L de este gas, medido a 25 °C y 1 atm.
c) Masa de agua que se obtendrá en la combustión anterior.
(Datos. $\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1}): $CO_2(g) = -393$; $H_2O(l) = -286$; $C_2H_{2n+2}(g) = -106$).

(Murcia 2012)

a) La ecuación química correspondiente a la combustión del hidrocarburo, C_nH_{2n+2}, es:

$$C_nH_{2n+2}(g) + \frac{(3n+1)}{2}\ O_2(g) \rightarrow\ n\ CO_2(g) + (n+1)\ H_2O(l)$$

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

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

En la combustión de un mol de C_nH_{2n+2}:

$$\Delta H° = [(n+1)\,\Delta_f H°(H_2O) + n\,\Delta_f H°(CO_2)] - \Delta_f H° C_nH_{2n+2}$$

$$-2.220\ \text{kJ} = \left((n+1)\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-286\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\right) + \left(n\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{-393\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO_2}\right) - \left(1\ \text{mol}\ C_nH_{2n+2} \cdot \frac{-106\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_nH_{2n+2}}\right)$$

Se obtiene, $n = 3$, por lo que la fórmula del hidrocarburo es C_3H_8.

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

b) Considerando comportamiento ideal, los moles de gas que se queman son:

$$n = \frac{1\ \text{atm} \cdot 50{,}0\ \text{L}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} = 2{,}05\ \text{mol}$$

Relacionando la entalpía de combustión con la cantidad de hidrocarburo que se quema:

$$2{,}05\ \text{mol}\ C_3H_8 \cdot \frac{-2.220\ \text{kJ}}{1\ \text{mol}\ C_3H_8} = -4{,}55 \cdot 10^3\ \text{kJ}$$

c) Relacionando hidrocarburo con H_2O:

$$2{,}05\ \text{mol}\ C_3H_8 \cdot \frac{4\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ C_3H_8} \cdot \frac{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ H_2O} = 148\ \text{g}\ H_2O$$

1.39. La clorofila es el pigmento verde de las plantas, imprescindible para la fotosíntesis. Los pigmentos fotosintéticos absorben la energía solar que se emplea en la síntesis de la glucosa, $C_6H_{12}O_6$, a partir de dióxido de carbono y agua, liberándose oxígeno como producto de reacción. Se sabe que la clorofila contiene un 2,724 % de magnesio y su fórmula molecular es $C_{11\,x}H_{72}N_4O_xMg$, donde $0 < x < 12$.

La ecuación química, sin ajustar, correspondiente a la síntesis de la glucosa es:

$$CO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow C_6H_{12}O_6(s) + O_2(g)$$

a) Determine la fórmula molecular de la clorofila.

b) Calcule la energía necesaria para la producción de 1,00 g de glucosa teniendo en cuenta que el rendimiento energético del proceso es de un 70,0 %.

(Datos. $\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1}): $CO_2(g) = -393{,}5$; $H_2O(l) = -285{,}8$; $C_6H_{12}O_6(s) = -1.274{,}4$).

(Granada 2012)

a) Relacionando la cantidad de magnesio con la de clorofila se obtiene el valor de x:

$$\frac{1\ \text{mol Mg}}{1\ \text{mol}\ C_{11x}H_{72}N_4O_xMg} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_{11x}H_{72}N_4O_xMg}{(148\,x + 152{,}3)\ \text{g}\ C_{11x}H_{72}N_4O_xMg} \cdot \frac{24{,}3\ \text{g Mg}}{1\ \text{mol Mg}} \cdot 100 = 2{,}724\ \text{g Mg}$$

Se obtiene, $x = 5$, por lo que la fórmula molecular de la clorofila es, $C_{55}H_{72}N_4O_5Mg$.

b) La ecuación química ajustada de la síntesis de glucosa por medio de la reacción propuesta es:

$$6\ CO_2(g) + 6\ H_2O(l) \rightarrow C_6H_{12}O_6(s) + 6\ O_2(g)$$

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

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

$$= [\Delta_f H°(C_6H_{12}O_6)] - [6\ \Delta_f H°(H_2O) + 6\ \Delta_f H°(CO_2)] =$$

$$= \left(1\ \text{mol}\ C_6H_{12}O_6 \cdot \frac{-1.274{,}4\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_6H_{12}O_6}\right) - \left(6\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-285{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\right) - \left(6\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{-393{,}5\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO_2}\right)$$

Se obtiene, $\Delta H° = 2.801\ \text{kJ mol}^{-1}$

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

La energía necesaria para obtener 1 g de $C_6H_{12}O_6$ si el rendimiento del proceso es del 70,0 % es:

$$x\ \text{kJ (teórico)} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_6H_{12}O_6}{2.801\ \text{kJ}} \cdot \frac{70{,}0\ \text{kJ (real)}}{100\ \text{kJ (teórico)}} \cdot \frac{180{,}0\ \text{g}\ C_6H_{12}O_6}{1\ \text{mol}\ C_6H_{12}O_6} = 1{,}00\ \text{g}\ C_6H_{12}O_6 \quad \rightarrow \quad x = 22{,}2\ \text{kJ}$$

1.40. El óxido de calcio se utiliza para eliminar el dióxido de azufre que se produce en las plantas termoeléctricas que queman combustibles con impurezas de azufre. La reacción que se produce es:

$$2\ CaO(s) + O_2(g) + 2\ SO_2(l) \rightarrow 2\ CaSO_4(s)$$

Calcule:

a) El cambio de entalpía estándar por cada mol de SO_2 que haya reaccionado.

b) El número de kg de $CaSO_4$ y el calor a presión constante que se producen diariamente mediante esta reacción si la central térmica quema 330 t/día de combustible con 0,100 % (*p*/*p*) de azufre.

(Datos. $\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1}): $SO_2 = -296{,}1$; $CaO = -635{,}6$; $CaSO_4 = -1.432{,}7$).

(Córdoba 2012)

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

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

$$= \Delta_f H°(CaSO_4) - [\Delta_f H°(SO_2) + \Delta_f H°(CaO)] =$$

$$= \left(2\ \text{mol}\ CaSO_4 \cdot \frac{-1.432{,}7\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CaSO_4}\right) - \left(2\ \text{mol}\ SO_2 \cdot \frac{-296{,}1\ \text{kJ}}{\text{mol}\ SO_2}\right) - \left(2\ \text{mol}\ CaO \cdot \frac{-635{,}6\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CaO}\right)$$

Se obtiene, $\Delta H° = -1.002$ kJ.

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

Relacionando la entalpía de reacción con la cantidad de SO_2:

$$\frac{-1.002\ \text{kJ}}{2\ \text{mol}\ SO_2} = -501{,}0\ \text{kJ mol}^{-1}$$

b) La cantidad de S como impureza que contiene el combustible es:

$$330\ \text{t combustible} \cdot \frac{10^6\ \text{g combustible}}{1\ \text{t combustible}} \cdot \frac{0{,}100\ \text{g S}}{100\ \text{g combustible}} \cdot \frac{1\ \text{mol S}}{32{,}1\ \text{g S}} = 1{,}03{\cdot}10^4\ \text{mol S}$$

Relacionando S con el SO_2 producido en la combustión:

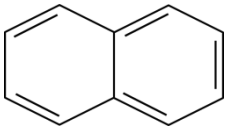
$$1{,}03{\cdot}10^4\ \text{mol S} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ SO_2}{1\ \text{mol S}} = 1{,}03{\cdot}10^4\ \text{mol}\ SO_2$$

Relacionando SO_2 con $CaSO_4$ se obtiene la masa de este que se forma:

$$1{,}03{\cdot}10^4\ \text{mol}\ SO_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CaSO_4}{1\ \text{mol}\ SO_2} \cdot \frac{136{,}1\ \text{g}\ CaSO_4}{1\ \text{mol}\ CaSO_4} \cdot \frac{1\ \text{kg}\ CaSO_4}{10^3\ \text{g}\ CaSO_4} = 1{,}40{\cdot}10^3\ \text{kg}\ CaSO_4$$

Relacionando SO_2 con la entalpía de la reacción se obtiene la cantidad de calor que se desprende:

$$1{,}03{\cdot}10^4\ \text{mol}\ SO_2 \cdot \frac{-501{,}0\ \text{kJ}}{1\ \text{mol}\ SO_2} = -5{,}16{\cdot}10^6\ \text{kJ}$$

1.41. La naftalina (nombre comercial del naftaleno) es un compuesto aromático sólido de color blanco que se volatiliza fácilmente y se produce naturalmente cuando se queman combustibles.
(Su fórmula semidesarrollada está recogida en la figura de la derecha).

Su uso doméstico es en forma de bolas y escamas para combatir la polilla. En la práctica industrial, de la destilación de alquitrán de hulla se obtiene un aceite que contiene aproximadamente un 50,0 % de naftaleno.
La combustión completa de este compuesto a 25 °C produce 5.154 kJ mol^{-1}.
a) Calcule la entalpía estándar de formación del naftaleno.
b) Sabiendo que el aceite obtenido en la destilación supone solo un 22,0 % de la masa inicial del alquitrán de hulla del que se dispone. Calcule el calor desprendido en la combustión de la naftalina presente en una tonelada de este alquitrán de hulla.
(Datos. $\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1}): $CO_2(g) = -393{,}5$; $H_2O(l) = -285{,}8$).

(Asturias 2012)

a) La fórmula molecular del naftaleno que se obtiene de la figura es $C_{10}H_8$ y la ecuación química ajustada correspondiente a su combustión es:

$$C_{10}H_8(l) + 12\ O_2(g) \rightarrow 10\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l)$$

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

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

$$= [4\ \Delta_f H°(H_2O) + 10\ \Delta_f H°(CO_2)] - \Delta_f H°(C_{10}H_8)$$

$$\left(1\ \text{mol}\ C_{10}H_8 \cdot \frac{-5.154\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_{10}H_8}\right) = \left(4\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-285{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\right) + \left(10\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{-393{,}5\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO_2}\right) - \Delta_f H°(C_{10}H_8)$$

Se obtiene, $\Delta_f H°(C_{10}H_8) = 75{,}80\ \text{kJ mol}^{-1}$.

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

b) La masa de naftaleno contenida en la muestra de alquitrán de hulla es:

$$1{,}00\ \text{t alquitrán} \cdot \frac{10^6\ \text{g alquitrán}}{1\ \text{t alquitrán}} \cdot \frac{22{,}0\ \text{g aceite}}{100\ \text{g alquitrán}} \cdot \frac{50{,}0\ \text{g}\ C_{10}H_8}{100\ \text{g aceite}} = 1{,}10 \cdot 10^5\ \text{g}\ C_{10}H_8$$

El calor desprendido en la combustión de esta cantidad de sustancia es:

$$1{,}10 \cdot 10^5\ \text{g}\ C_{10}H_8 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_{10}H_8}{128{,}0\ \text{g}\ C_{10}H_8} \cdot \frac{-5.154\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_{10}H_8} = -4{,}43 \cdot 10^6\ \text{kJ}$$

1.42. Usando como datos las siguientes ecuaciones termoquímicas:

$I_2(g) + H_2(g) \rightarrow 2\ HI(g)$ $\quad \Delta H = -0{,}40$ kcal/mol HI
$I_2(s) + H_2(g) \rightarrow 2\ HI(g)$ $\quad \Delta H = 6{,}0$ kcal/mol HI
$I_2(g) + H_2(g) \rightarrow 2\ HI(aq)$ $\quad \Delta H = -13{,}0$ kcal/mol HI

Determine:
a) El calor de sublimación del yodo.
b) El calor de disolución del yoduro de hidrógeno.
c) El calor de disociación térmica del yoduro de hidrógeno.

(Cantabria 2013)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la sublimación del I_2 es:

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

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

$$2\ HI(g) \rightarrow I_2(g) + H_2(g) \qquad \Delta H = 1\ \text{mol} \cdot (0{,}40\ \text{kcal mol}^{-1})$$

$I_2(s) + H_2(g) \rightarrow 2\ HI(g)$ $\qquad \Delta H = 1\ mol \cdot (12{,}0\ kcal\ mol^{-1})$

Sumando ambas ecuaciones se obtiene:

$I_2(s) \rightarrow I_2(g)$ $\qquad \Delta_{sub}H° = 12{,}4\ kcal\ mol^{-1}$

b) La ecuación química ajustada correspondiente a la disolución del HI es:

$HI(g) \rightarrow HI(aq)$

De acuerdo con la ley de Hess las ecuaciones termoquímicas propuestas se pueden reescribir como:

$HI(g) \rightarrow ½\ I_2(g) + ½\ H_2(g)$ $\qquad \Delta H = ½\ mol \cdot (0{,}4\ kcal\ mol^{-1})$

$½\ I_2(g) + ½\ H_2(g) \rightarrow HI(aq)$ $\qquad \Delta H = ½\ mol \cdot (-13{,}0\ kcal\ mol^{-1})$

Sumando ambas ecuaciones se obtiene:

$HI(g) \rightarrow HI(aq)$ $\qquad \Delta_{disol}H° = -6{,}3\ kcal\ mol^{-1}$

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la disociación térmica del HI es:

$HI(g) \rightarrow ½\ I_2(g) + ½\ H_2(g)$ $\qquad \Delta_{disoc}H° = 0{,}2\ kcal\ mol^{-1}$

1.43. A partir de las entalpías de formación (kJ mol^{-1}) del agua líquida = –285,8, dióxido de carbono gas = –393,5; etano gas = –84,0 y eteno gas = 52,4. Calcule:
a) La entalpía de combustión del etano.
b) El calor transferido cuando una molécula de eteno se convierte en etano por reacción con hidrógeno gaseoso (hidrogenación).

(Baleares 2013)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del etano es:

$$C_2H_6(g) + \frac{7}{2}\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l)$$

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

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

$$= [3\ \Delta_f H°(H_2O) + 2\ \Delta_f H°(CO_2)] - \Delta_f H°(C_2H_6) =$$

$$= \left(3\ mol\ H_2O \cdot \frac{-285{,}8\ kJ}{mol\ H_2O}\right) + \left(2\ mol\ CO_2 \cdot \frac{-393{,}5\ kJ}{mol\ CO_2}\right) - \left(1\ mol\ C_2H_6 \cdot \frac{-84{,}0\ kJ}{mol\ C_2H_6}\right)$$

Se obtiene, $\Delta H° = -1.560\ kJ\ mol^{-1}$.

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

b) La ecuación química correspondiente a la reacción de hidrogenación del eteno es:

$C_2H_4(g) + H_2(g) \rightarrow C_2H_6(g)$

De acuerdo con el concepto de entalpía de la reacción:

$$\Delta H° = 1\ mol\ C_2H_6 \cdot \frac{-84{,}0\ kJ}{mol\ C_2H_6} - 1\ mol\ C_2H_4 \cdot \frac{54{,}4\ kJ}{mol\ C_2H_4} = -138{,}4\ kJ\ mol^{-1}$$

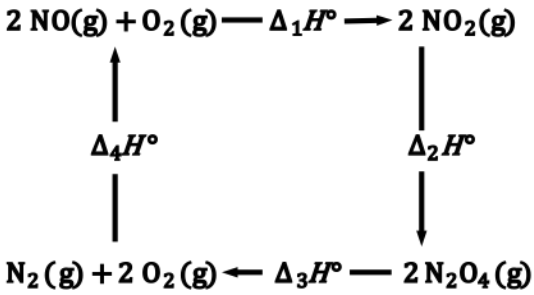
No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $H_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

El valor anterior expresado para una molécula es:

$$\frac{-138{,}4\ kJ}{mol\ C_2H_4} \cdot \frac{1\ mol\ C_2H_4}{6{,}022 \cdot 10^{23}\ moléculas\ C_2H_4} = -2{,}298 \cdot 10^{-22}\ kJ\ molécula^{-1}$$

(Nota. Los valores de entalpías proporcionados en el enunciado original son incorrectos y han tenido que ser corregidos, en concreto, cabe destacar la entalpía asignada al eteno cuyo valor debe ser positivo).

1.44. Considere el ciclo termoquímico de la figura:



A partir de los siguientes datos, $\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1}): $N_2O_4(g) = 9{,}70$; $NO_2(g) = 33{,}2$; $NO(g) = 90{,}3$.
a) Calcule $\Delta_1 H°$.
b) Calcule $\Delta_2 H°$.
c) Calcule $\Delta_1 H° + \Delta_2 H° + \Delta_3 H° + \Delta_4 H°$.

(Murcia 2014)

a) La variación de entalpía de cada proceso puede calcularse a partir la siguiente expresión:

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

Proceso 1:

$$\Delta_1 H° = 2\,\Delta_f H°(NO_2) - 2\,\Delta_f H°(NO) =$$

$$= \left(2\ \text{mol}\ NO_2 \cdot \frac{33{,}2\ \text{kJ}}{\text{mol}\ NO_2}\right) - \left(2\ \text{mol}\ NO \cdot \frac{90{,}3\ \text{kJ}}{\text{mol}\ NO}\right) = -114\ \text{kJ}$$

b) Proceso 2:

$$\Delta_2 H° = \Delta_f H°(N_2O_4) - 2\,\Delta_f H°(NO_2) =$$

$$= \left(1\ \text{mol}\ N_2O_4 \cdot \frac{9{,}70\ \text{kJ}}{\text{mol}\ N_2O_4}\right) - \left(2\ \text{mol}\ NO_2 \cdot \frac{33{,}2\ \text{kJ}}{\text{mol}\ NO_2}\right) = -56{,}7\ \text{kJ}$$

c) Por tratarse de un ciclo, la variación de entalpía en el mismo debe ser nula.

$$\Delta_{ciclo} H° = \Delta_1 H° + \Delta_2 H° + \Delta_3 H° + \Delta_4 H°$$

Los valores de las dos etapas restantes son, respectivamente:

$$\Delta_3 H° = -\Delta_f H°(N_2O_4) = -9{,}70\ \text{kJ}$$

$$\Delta_4 H° = 2\,\Delta_f H°(NO) = 2 \cdot (90{,}3\ \text{kJ}) = 180{,}6\ \text{kJ}$$

Sustituyendo:

$$\Delta_{ciclo} H° = (-114\ \text{kJ}) + (-56{,}7\ \text{kJ}) + (-9{,}70\ \text{kJ}) + (180{,}6\ \text{kJ}) = 0$$

En todas las reacciones no se tienen en cuenta los valores de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ y del $N_2(g)$ ya que, por convenio, ambos son nulos.

1.45. Dos estudiantes de química tienen una idea para emprender un proyecto empresarial con el apoyo de la universidad. Ambos están seguros de que su idea puede ser el origen de una empresa innovadora con sede en Galicia. Aunque tienen una enorme ilusión necesitan ayuda para perfilar su proyecto, por ese motivo solicitan su colaboración para conocer cuales son las posibilidades reales del mismo.

La idea consiste en crear un biocatalizador capaz de transformar el carbón en gas natural, en la actualidad existen enormes proyectos internacionales en esta línea, trabajando con catalizadores inorgánicos que generan un enorme impacto medioambiental y cuyo costo es muy elevado, la idea es crear un biocatalizador (una bacteria) capaz de realizar esta transformación de una forma económica y medioambientalmente sostenible, asegurando al mismo tiempo la independencia energética de un país como España que posee grandes reservas de carbón.

Las ecuaciones estequiométricas que expresan el proceso se presentan a continuación que expresan el proceso son las siguientes:

1. $C + _O_2 \rightarrow _CO_2$ $\quad \Delta_r H = -393{,}4$ MJ kmol^{-1}

2. $C + _O_2 \rightarrow _CO$ $\quad \Delta_r H = -111{,}4$ MJ kmol^{-1}

3. $C + _H_2O \rightarrow _H_2 + _CO$ $\quad \Delta_r H = 130{,}5$ MJ kmol^{-1}

4. $C + _CO_2 \rightarrow _CO$ $\quad \Delta_r H = 170{,}7$ MJ kmol^{-1}

5. $CO + _H_2O \rightarrow _H_2 + _CO_2$ $\quad \Delta_r H = -40{,}20$ MJ kmol^{-1}

6. $C + _H_2 \rightarrow _CH_4$ $\quad \Delta_r H = -74{,}7$ MJ kmol^{-1}

a) Señale cuáles de las reacciones anteriores son exotérmicas y cuales endotérmicas.

b) Ajuste las reacciones anteriores.

c) Obtenga la reacción global neta que expresa el proceso y su entalpía de reacción.

d) Una vez obtenida la reacción neta señale que elemento químico se oxida y cual se reduce, indicando cuáles son los estados de oxidación inicial y final.

e) Suponiendo que el aire posee un 20,0 % en volumen de O_2, calcule que volumen de aire (m^3) en condiciones normales es necesario para llenar una ojiva de 100 L de volumen con metano a una temperatura de 25 °C y a una presión de 200 atm.

f) El problema del carbón español (León y Asturias), es que se trata de lignitos con un alto contenido en sulfuros, por esta razón este carbón en presencia de hidrógeno genera enormes cantidades de un gas altamente contaminante. ¿Cuál es este gas? Escriba la ecuación estequiométrica ajustada del proceso de generación de este gas.

(Galicia 2014)

---

a-b) Las reacciones químicas ajustadas son:

$C + O_2 \rightarrow CO_2$ $\quad \Delta_r H = -393{,}4$ MJ kmol^{-1}

$C + \frac{1}{2}\, O_2 \rightarrow CO$ $\quad \Delta_r H = -111{,}4$ MJ kmol^{-1}

$CO + H_2O \rightarrow H_2 + CO_2$ $\quad \Delta_r H = -40{,}20$ MJ kmol^{-1}

$C + 2\, H_2 \rightarrow CH_4$ $\quad \Delta_r H = -74{,}7$ MJ kmol^{-1}

Son exotérmicas ya que $\Delta_r H < 0$.

$C + H_2O \rightarrow H_2 + CO$ $\quad \Delta_r H = 130{,}5$ MJ kmol^{-1}

$C + CO_2 \rightarrow 2\, CO$ $\quad \Delta_r H = 170{,}7$ MJ kmol^{-1}

Son endotérmicas ya que $\Delta_r H > 0$.

c) Sumando todas estas ecuaciones de acuerdo con la ley de Hess (1840), se obtiene la ecuación global del proceso:

$$C + \frac{3}{2} O_2 + 2\, H_2O \rightarrow 3\, CO + CO_2 + CH_4 \qquad \Delta_r H = -318{,}5 \text{ MJ}$$

d) C se oxida, ya que su estado de oxidación cambia de 0 a +2 y +4.

O se reduce, ya que su estado de oxidación cambia de 0 a –2.

H no cambia su estado de oxidación que se mantiene en +1.

e) Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas a producir es:

$$n = \frac{200\ \text{atm} \cdot 100\ \text{L}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} = 818\ \text{mol CH}_4$$

Relacionando CH_4 con O_2:

$$818\ \text{mol CH}_4 \cdot \frac{3\ \text{mol O}_2}{2\ \text{mol CH}_4} = 1{,}23{\cdot}10^3\ \text{mol O}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen de aire necesario es:

$$V = \frac{(1{,}23{\cdot}10^3\ \text{mol}) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} \cdot \frac{100\ \text{L aire}}{20{,}0\ \text{L O}_2} \cdot \frac{1\ \text{m}^3\ \text{aire}}{10^3\ \text{L aire}} = 138\ \text{m}^3\ \text{aire}$$

f) El gas contaminante es H_2S que se produce por medio de la siguiente reacción:

$$S(s) + H_2(g) \rightarrow H_2S(g)$$

1.46. La sublimación del grafito:

$C(s) \rightarrow C(g)$

es difícil de medir experimentalmente por tres razones:

1) debe hacerse en vacío o bajo una atmósfera inerte para evitar la formación de $CO(g)$ o $CO_2(g)$

2) la formación cuantitativa de carbono gaseoso es difícil de conseguir

3) es improbable la formación exclusiva de carbono monoatómico pues tiende a formarse $C_2(g)$ con un enlace muy fuerte.

Determine el calor estándar de sublimación del grafito utilizando la siguiente información (referida a condiciones estándar y expresada en kJ mol^{-1}): entalpía de combustión del grafito = –393, entalpía de formación del $CO_2(g)$ a partir de $CO(g)$ y O_2 = –283, entalpías de disociación de $CO(g)$ = 1.076 y del O_2 = 498.

(Extremadura 2014)

Las ecuaciones termoquímicas correspondientes a la información dada son:

$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\quad \Delta H° = -393\ \text{kJ mol}^{-1}$

$CO(g) + ½\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\quad \Delta H° = -283\ \text{kJ mol}^{-1}$

$CO(g) \rightarrow C(g) + ½\ O_2(g)$ $\quad \Delta H° = 1.076\ \text{kJ mol}^{-1}$

$O_2(g) \rightarrow 2\ O(g)$ $\quad \Delta H° = 498\ \text{kJ mol}^{-1}$

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

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

$CO_2(g) \rightarrow CO(g) + ½\ O_2(g)$ $\quad \Delta H° = 1\ \text{mol} \cdot (283\ \text{kJ mol}^{-1})$

$CO(g) \rightarrow C(g) + ½\ O_2(g)$ $\quad \Delta H° = 1\ \text{mol} \cdot (1.076\ \text{kJ mol}^{-1})$

$O(g) \rightarrow ½\ O_2(g)$ $\quad \Delta H° = ½\ \text{mol} \cdot (-498\ \text{kJ mol}^{-1})$

Sumando las ecuaciones anteriores se obtiene:

$C(s) \rightarrow C(g)$ $\quad \Delta H° = 717\ \text{kJ mol}^{-1}$

1.47. Una de las revoluciones tecnológica y científica más importantes de la historia de la humanidad fue el descubrimiento del bronce sobre el año 3000 a.C. Así, se inauguró la metalurgia ofreciendo herramientas con prestaciones superiores a las de piedra.
El bronce es una aleación de cobre con estaño en una concentración superior al 8 % en masa, y se obtiene tratando con carbón una mezcla de malaquita, $CuCO_3{\cdot}Cu(OH)_2$, y casiterita, SnO_2.
Procesos químicos:
1. La malaquita, $CuCO_3{\cdot}Cu(OH)_2$, reacciona con carbón para generar cobre, dióxido de carbono y vapor de agua con un rendimiento del 85,0 %.
2. La casiterita, SnO_2, reacciona con carbón para dar estaño y dióxido de carbono con un rendimiento del 90,0 %.
Reactivos: Malaquita: 1,00 kg con una riqueza del 65,0 % en $CuCO_3{\cdot}Cu(OH)_2$; carbón: cantidad abundante con una riqueza en carbono de un 96 % y casiterita: 1,00 kg con una riqueza del 80,0 % en SnO_2.
Partiendo de estas cantidades de reactivos. Calcule:
a) La cantidad de carbón necesaria para obtener un bronce con un contenido en estaño de un 10 % según los procesos descritos y la cantidad de bronce que se obtendrá.
b) La energía mínima puesta en juego para obtener el bronce deseado.
(Datos. $\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1}) $CO_2(g) = -393,5$; $H_2O(g) = -241,8$; $SnO_2(s) = -577,6$; $CuCO_3{\cdot}Cu(OH)_2(s) = -1.044,2$. Suponga que las entalpías no varían apreciablemente con la temperatura y que son aditivas).

(Asturias 2015)

a) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a los dos procesos químicos propuestos son:

(proceso 1) $CuCO_3{\cdot}Cu(OH)_2(s) + C(s) \rightarrow 2\ Cu(s) + 2\ CO_2(g) + H_2O(g)$

(proceso 2) $SnO_2(s) + C(s) \rightarrow Sn(s) + CO_2(g)$

Al disponer de cantidades de ambos reactivos previamente es necesario determinar cuál de ambos es el reactivo limitante. Las cantidades de cada uno son:

$$1{,}00\ \text{kg malaquita} \cdot \frac{10^3\ \text{g malaquita}}{1\ \text{kg malaquita}} \cdot \frac{65{,}0\ \text{g } CuCO_3{\cdot}Cu(OH)_2}{100\ \text{g malaquita}} = 650\ \text{g } CuCO_3{\cdot}Cu(OH)_2$$

$$650\ \text{g } CuCO_3{\cdot}Cu(OH)_2 \cdot \frac{1\ \text{mol } CuCO_3{\cdot}Cu(OH)_2}{221{,}2\ \text{g } CuCO_3{\cdot}Cu(OH)_2} \cdot \frac{2\ \text{mol Cu}}{1\ \text{mol } CuCO_3{\cdot}Cu(OH)_2} \cdot \frac{63{,}5\ \text{g Cu}}{1\ \text{mol Cu}} = 373\ \text{g Cu}$$

$$1{,}00\ \text{kg casiterita} \cdot \frac{10^3\ \text{g casiterita}}{1\ \text{kg casiterita}} \cdot \frac{80{,}0\ \text{g } SnO_2}{100\ \text{g casiterita}} \cdot \frac{1\ \text{mol } SnO_2}{150{,}7\ \text{g } SnO_2} \cdot \frac{1\ \text{mol Sn}}{1\ \text{mol } SnO_2} \cdot \frac{118{,}7\ \text{g Sn}}{1\ \text{mol Sn}} = 630\ \text{g Sn}$$

La relación másica que se obtiene es:

$$\frac{373\ \text{g Cu}}{630\ \text{g Sn}} = 0{,}592$$

Como la relación másica en la que se encuentran ambos reactivos es menor que 9, (se desea preparar un bronce que contenga 90 % de Cu y 10 % de Sn) quiere decir que se consume todo el Cu (malaquita) que es limitante de la reacción.

Teniendo en cuenta que el rendimiento del proceso de obtención del cobre es del 85,0 % la cantidad real de este que reacciona con el estaño es:

$$373\ \text{g Cu} \cdot \frac{85{,}0\ \text{g Cu (real)}}{100\ \text{g Cu (teórico)}} = 317\ \text{g Cu}$$

Para preparar un bronce con un contenido de Sn del 10 % la cantidad de este que reacciona con el Cu es:

$$317\ \text{g Cu} \cdot \frac{10\ \text{g Sn}}{90\ \text{g Cu}} = 35{,}2\ \text{g Sn}$$

La cantidad de bronce que se obtiene es:

$$317\ \text{g Cu} + 35{,}2\ \text{g Sn} = 352\ \text{g bronce}$$

Relacionando Sn con casiterita teniendo en cuenta un rendimiento del 90 %:

$$x\ \text{g casiterita} \cdot \frac{80{,}0\ \text{g SnO}_2}{100\ \text{g casiterita}} \cdot \frac{1\ \text{mol SnO}_2}{150{,}7\ \text{g SnO}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol Sn}}{1\ \text{mol SnO}_2} \cdot \frac{118{,}7\ \text{g Sn}}{1\ \text{mol Sn}} \cdot \frac{90{,}0\ \text{g Sn (real)}}{100\ \text{g Sn (teórico)}} = 35{,}2\ \text{g Sn}$$

Se obtiene, $x = 62{,}2$ g casiterita.

Las masas de carbón necesarias para reaccionar con la malaquita y casiterita calculadas son, respectivamente:

$$2{,}94\ \text{mol CuCO}_3\cdot\text{Cu(OH)}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CuCO}_3\cdot\text{Cu(OH)}_2} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}} \cdot \frac{100\ \text{g carbón}}{96{,}0\ \text{g C}} = 36{,}8\ \text{g carbón}$$

$$62{,}2\ \text{g casiterita} \cdot \frac{80{,}0\ \text{g SnO}_2}{100\ \text{g casiterita}} \cdot \frac{1\ \text{mol SnO}_2}{150{,}7\ \text{g SnO}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol SnO}_2} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}} \cdot \frac{100\ \text{g carbón}}{96{,}0\ \text{g C}} = 4{,}1\ \text{g carbón}$$

La masa total de carbón que se necesita es:

$$(36{,}8 + 4{,}1)\ \text{g carbón} = 40{,}9\ \text{g carbón}$$

b) La variación de entalpía de un proceso puede calcularse por medio de la expresión:

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

▪ Proceso 1:

$$\Delta H^\circ = [2\, \Delta_\text{f}H^\circ(\text{CO}_2) + \Delta_\text{f}H^\circ(\text{H}_2\text{O})] - \Delta_\text{f}H^\circ(\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2) =$$

$$= \left(2\ \text{mol CO}_2 \cdot \frac{-393{,}5\ \text{kJ}}{\text{mol CO}_2}\right) + \left(1\ \text{mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-241{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol H}_2\text{O}}\right) -$$

$$-\left(1\ \text{mol CuCO}_3\cdot\text{Cu(OH)}_2 \cdot \frac{-1.044{,}2\ \text{kJ}}{\text{mol CuCO}_3\cdot\text{Cu(OH)}_2}\right) = 15{,}40\ \text{kJ mol}^{-1}$$

▪ Proceso 2:

$$\Delta H^\circ = \Delta_\text{f}H^\circ(\text{CO}_2) - \Delta_\text{f}H^\circ(\text{SnO}_2) =$$

$$= \left(1\ \text{mol CO}_2 \cdot \frac{-393{,}5\ \text{kJ}}{\text{mol CO}_2}\right) - \left(1\ \text{mol SnO}_2 \cdot \frac{-557{,}6\ \text{kJ}}{\text{mol SnO}_2}\right) = 184{,}1\ \text{kJ mol}^{-1}$$

Relacionando las cantidades de metal con las respectivas entalpías se obtiene el calor necesario para ambos procesos de obtención del metal:

$$\left.\begin{array}{l} Q_1 = 317\ \text{g Cu} \cdot \dfrac{1\ \text{mol Cu}}{63{,}5\ \text{g Cu}} \cdot \dfrac{15{,}40\ \text{kJ}}{2\ \text{mol Cu}} = 38{,}4\ \text{kJ} \\ Q_2 = 35{,}2\ \text{g Sn} \cdot \dfrac{1\ \text{mol Sn}}{118{,}7\ \text{g Sn}} \cdot \dfrac{184{,}1\ \text{kJ}}{1\ \text{mol Sn}} = 54{,}6\ \text{kJ} \end{array}\right\} \rightarrow \quad Q_\text{total} = 93{,}0\ \text{kJ}$$

1.48. Dadas las reacciones de combustión del buta-1,3-dieno, butano e hidrógeno:

$$C_4H_6(g) + \frac{11}{2}O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l) \qquad \Delta H° = -2.540{,}3\ kJ\ mol^{-1}$$

$$C_4H_{10}(g) + \frac{13}{2}O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 5\ H_2O(l) \qquad \Delta H° = -2.881\ kJ\ mol^{-1}$$

$$H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(l) \qquad \Delta H° = -285{,}8\ kJ\ mol^{-1}$$

Calcule:

a) La variación de entalpía de la reacción de hidrogenación del buta-1,3-dieno a butano:

$$C_4H_6(g) + 2\ H_2(g) \rightarrow C_4H_{10}(g)$$

b) Los litros de $CO_2(g)$ en condiciones normales que se obtienen cuando se desprenden 1.000 kJ en la reacción de combustión del butano.

(Córdoba 2015)

---

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

$$C_4H_6(g) + \frac{11}{2}O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l) \qquad \Delta H° = 1\ mol \cdot (-2.540{,}3\ kJ\ mol^{-1})$$

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(l) \qquad \Delta H° = 2\ mol \cdot (-285{,}8\ kJ\ mol^{-1})$$

$$4\ CO_2(g) + 5\ H_2O(l) \rightarrow C_4H_{10}(g) + \frac{13}{2}O_2(g) \qquad \Delta H° = 1\ mol \cdot (-2.881\ kJ\ mol^{-1})$$

Sumando las ecuaciones anteriores se obtiene:

$$C_4H_6(g) + 2\ H_2(g) \rightarrow C_4H_{10}(g) \qquad \Delta H° = -230{,}9\ kJ\ mol^{-1}$$

b) Relacionando el calor desprendido en la combustión del butano con la cantidad de CO_2 liberado en la reacción:

$$-1.000\ kJ \cdot \frac{1\ mol\ C_4H_{10}}{-2.881\ kJ} \cdot \frac{4\ mol\ CO_2}{1\ mol\ C_4H_{10}} = 1{,}388\ mol\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen de CO_2 liberado es:

$$V = \frac{1{,}388\ mol\ CO_2 \cdot (0{,}08206\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot 273{,}15\ K}{1\ atm} = 379{,}2\ L\ CO_2$$

1.49. En el siniestro del avión F-16 griego ocurrido el 26 de enero de 2015 en la base aérea de Los Llanos (Albacete), los derrames de hidracina dificultaron el rescate de los militares fallecidos. La hidracina, N_2H_4, es un combustible líquido tóxico que se emplea para la propulsión de cohetes y misiles, que también usan los F-16 como propulsor de emergencia, y que a consecuencia del accidente quedó esparcida en la pista y alrededores. Cuando se emplea como combustible, la hidracina líquida se hace reaccionar con peróxido de hidrógeno líquido para producir nitrógeno molecular y agua líquida, liberándose 643 kJ por cada mol de hidracina consumida.

a) Formule y ajuste la reacción química del proceso.

b) ¿Cuántos litros de nitrógeno, medidos a 20 °C y 50 mmHg, se producirán si reaccionan 128 g de hidracina?

c) ¿Qué cantidad de energía se liberará en el proceso?

d) Con los datos adjuntos, calcule la entalpía estándar de formación de la hidracina líquida.

(Datos. $\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1}) $H_2O_2(l) = -187{,}8$; $H_2O(g) = -241{,}8$).

(Murcia 2015)

---

a) La ecuación termoquímica correspondiente a la combustión de la hidracina es:

$$N_2H_4(l) + 2\ H_2O_2(l) \rightarrow N_2(g) + 4\ H_2O(g) \qquad \Delta H° = -643\ kJ\ mol^{-1}$$

b) Relacionando N_2H_4 con N_2:

$$128\ g\ N_2H_4 \cdot \frac{1\ mol\ N_2H_4}{32{,}0\ g\ N_2H_4} \cdot \frac{1\ mol\ N_2}{1\ mol\ N_2H_4} = 4{,}00\ mol\ N_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el N_2 es:

$$V = \frac{4{,}00\ \text{mol} \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15)\ \text{K}}{50\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 1{,}46{\cdot}10^3\ \text{L}\ N_2$$

c) Relacionando la cantidad de N_2H_4 con la entalpía de la reacción se obtiene el calor liberado en el proceso:

$$128\ \text{g}\ N_2H_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ N_2H_4}{32{,}0\ \text{g}\ N_2H_4} \cdot \frac{-643\ \text{kJ}}{1\ \text{mol}\ N_2H_4} = -2{,}57{\cdot}10^3\ \text{kJ}$$

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

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

$$= [4\, \Delta_f H°(H_2O)] - [2\, \Delta_f H°(H_2O_2) + \Delta_f H°(N_2H_4)]$$

$$\left(1\ \text{mol}\ N_2H_4 \cdot \frac{-643\ \text{kJ}}{\text{mol}\ N_2H_4}\right) = \left(4\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-241{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\right) - \left(2\ \text{mol}\ H_2O_2 \cdot \frac{-187{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O_2}\right) - \Delta_f H°(N_2H_4)$$

Se obtiene, $\Delta_f H°(N_2H_4) = 51{,}4\ \text{kJ mol}^{-1}$

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $N_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

1.50. La reacción entre el aluminio en polvo y el óxido de hierro(III), iniciada con una fuente de calor, produce una reacción exotérmica conocida como aluminotermia o reacción termita. Esta reacción fue patentada por Hans Goldschmidt en 1895 y la primera aplicación comercial fue soldar tramos de vías ferroviarias en Essen (Alemania) en 1899. Sabiendo que $\Delta_f H°$ del óxido de hierro(III) es –822 kJ mol^{-1} y la del óxido de aluminio es –1.676 kJ mol^{-1}.
a) Ajuste la la ecuación global de reacción sabiendo que es un proceso redox.
b) La variación de entalpía generada en la reacción.
c) Si se hacen reaccionar 40,5 g de Al con 145 g de óxido de hierro(III), ¿cuál es la variación de entalpía en las condiciones de la reacción?
d) ¿Cuántos gramos de hierro se obtendrán si el rendimiento de la reacción es del 82,0 %?

(Castilla-La Mancha 2016)

a) La ecuación química correspondiente a la reacción de la termita es:

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

b) La variación de entalpía asociada a un proceso puede calcularse por medio de la expresión:

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

$$= \Delta_f H°(Al_2O_3) - \Delta_f H°(Fe_2O_3) =$$

$$= \left(1\ \text{mol}\ Al_2O_3 \cdot \frac{-1\,676\ \text{kJ}}{\text{mol}\ Al_2O_3}\right) - \left(1\ \text{mol}\ Fe_2O_3 \cdot \frac{-822\ \text{kJ}}{\text{mol}\ Fe_2O_3}\right) = -854\ \text{kJ mol}^{-1}$$

No se tienen en cuenta los valores de $\Delta_f H°$ del Al(s) y Fe(s) ya que, por convenio, son nulos.

c) Al existir cantidades de los dos reactivos es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. Las cantidades de cada uno de ellos son

$$\left.\begin{array}{r} 40{,}5\ \text{g Al} \cdot \dfrac{1\ \text{mol Al}}{27{,}0\ \text{g Al}} = 1{,}50\ \text{mol Al} \\ 145\ \text{g}\ Fe_2O_3 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ Fe_2O_3}{159{,}6\ \text{g}\ Fe_2O_3} = 0{,}908\ \text{mol}\ Fe_2O_3 \end{array}\right\} \rightarrow \frac{1{,}50\ \text{mol Al}}{0{,}908\ \text{mol}\ Fe_2O_3} = 1{,}65$$

Como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es menor que 2, quiere decir que sobra Fe_2O_3, por lo que el Al que es el reactivo limitante que determina la cantidad de calor generado y Fe obtenido.

Relacionando Al con la entalpía de la reacción se obtiene el calor desprendido en el proceso:

$$1{,}50\ \text{mol Al} \cdot \frac{-854\ \text{kJ}}{2\ \text{mol Al}} = -641\ \text{kJ}$$

d) Relacionando Al con Fe se obtiene la masa de este que se produce considerando un rendimiento del proceso del 82,0 %:

$$1{,}50\ \text{mol Al} \cdot \frac{2\ \text{mol Fe}}{2\ \text{mol Al}} \cdot \frac{55{,}8\ \text{g Fe}}{1\ \text{mol Fe}} \cdot \frac{82{,}0\ \text{g Fe (real)}}{100\ \text{g Fe (teórico)}} = 68{,}6\ \text{g Fe}$$

1.51. La respiración celular es un conjunto de reacciones metabólicas que convierte la energía almacenada en las moléculas de alimento en energía útil para otros procesos biológicos que mantienen la vida. Aunque la glucosa no sea la única molécula orgánica oxidada por las células, la reacción global del proceso respiratorio puede ser simplificada mediante la siguiente ecuación:

$$C_6H_{12}O_6(s) + 6\ O_2(g) \rightarrow 6\ CO_2(g) + 6\ H_2O(l) \qquad \text{(I)}$$

Cuando se realiza un ejercicio intenso, la concentración de oxígeno disminuye drásticamente en el músculo. Por este motivo, la glucosa se metaboliza en forma anaeróbica (en ausencia de O_2), generando ácido láctico y liberando una cierta cantidad de energía:

$$C_6H_{12}O_6(s) \rightarrow 2\ C_3H_6O_3(s) \qquad \text{(II)}$$

a) Calcule la energía que se libera (por g de glucosa) en el metabolismo aeróbico (I).
b) Calcule la energía que se libera en el músculo (por g de glucosa) en el metabolismo anaeróbico (II).
c) Razone cuál de los dos procesos es más eficiente desde el punto de vista de obtención de energía.
d) Calcule la cantidad de O_2 necesario (en moles) para metabolizar 45,0 g de glucosa en condiciones aeróbicas.
e) Si el aire que se respira contiene un 20,0 % *V*/*V* de O_2 y la capacidad pulmonar de un individuo promedio es 4,50 L, calcule cuántos ciclos de respiración (inhalación y exhalación) serán necesarios como mínimo para satisfacer las demandas de oxígeno requeridas para metabolizar los 45,0 g de glucosa. Tenga en cuenta que la temperatura corporal promedio es 36,5 °C y la presión es la atmosférica. (Datos. Entalpías de combustión a la temperatura corporal: $\Delta_c H$ (kJ mol^{-1}): $C_6H_{12}O_6 = -2.872$; $C_3H_6O_3 = -1.377$).

(Valencia 2016)

a) Relacionando la cantidad de glucosa con su entalpía de combustión:

$$1{,}000\ \text{g } C_6H_{12}O_6 \cdot \frac{1\ \text{mol } C_6H_{12}O_6}{180{,}0\ \text{g } C_6H_{12}O_6} \cdot \frac{-2.872\ \text{kJ}}{1\ \text{mol } C_6H_{12}O_6} = -15{,}96\ \text{kJ}$$

b) Para calcular la cantidad de energía liberada es preciso determinar previamente la variación de entalpía correspondiente a la reacción II.

La ecuación termoquímica correspondiente a la combustión de la glucosa es:

$$C_6H_{12}O_6(s) + 6\ O_2(g) \rightarrow 6\ CO_2(g) + 6\ H_2O(l) \qquad \Delta_c H = -2.872\ \text{kJ mol}^{-1}$$

y la ecuación termoquímica correspondiente a la combustión del ácido láctico es:

$$C_3H_6O_3(s) + 3\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l) \qquad \Delta_c H = -1.377\ \text{kJ mol}^{-1}$$

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

$$C_6H_{12}O_6(s) + 6\ O_2(g) \rightarrow 6\ CO_2(g) + 6\ H_2O(l) \qquad \Delta H = 1\ \text{mol} \cdot (-2.872\ \text{kJ mol}^{-1})$$

$$2\ [3\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l) \rightarrow C_3H_6O_3(s) + 3\ O_2(g)] \qquad \Delta H = 2\ \text{mol} \cdot (1.377\ \text{kJ mol}^{-1})$$

Sumando ambas ecuaciones se obtiene:

$$C_6H_{12}O_6(s) \rightarrow 2\ C_3H_6O_3(s) \qquad \Delta H = -118{,}0\ \text{kJ mol}^{-1}$$

Relacionando la cantidad de glucosa con la entalpía de reacción:

$$1{,}000\ \text{g } C_6H_{12}O_6 \cdot \frac{1\ \text{mol } C_6H_{12}O_6}{180{,}0\ \text{g } C_6H_{12}O_6} \cdot \frac{-118{,}0\ \text{kJ}}{1\ \text{mol } C_6H_{12}O_6} = -0{,}6556\ \text{kJ}$$

c) Comparando las entalpías de reacción de ambos procesos, el proceso aérobico es más eficiente ya que proporciona mayor cantidad de energía.

d) Relacionando la cantidad de glucosa con la de O_2:

$$45{,}0\ \text{g}\ C_6H_{12}O_6 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_6H_{12}O_6}{180{,}0\ \text{g}\ C_6H_{12}O_6} \cdot \frac{6\ \text{mol}\ O_2}{1\ \text{mol}\ C_6H_{12}O_6} = 1{,}50\ \text{mol}\ O_2$$

e) Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el aire consumido en la combustión de esa cantidad de glucosa:

$$V = \frac{(1{,}50\ \text{mol}\ O_2) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (36{,}5 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} \cdot \frac{100\ \text{L aire}}{20{,}0\ \text{L}\ O_2} = 190\ \text{L aire}$$

Relacionando el volumen total de aire con el correspondiente a una inhalación se obtiene el número de ciclos necesarios para suministrar esa cantidad de aire:

$$190\ \text{L aire} \cdot \frac{1\ \text{ciclo}}{4{,}50\ \text{L aire}} \approx 43\ \text{ciclos}$$

1.52. En la película GoldenEye (1995), James Bond debe colocar unos explosivos sobre unos tanques de gas con el fin de destruir un centro de producción de armas químicas. Para ello contacta con sus superiores del MI-6 que le dicen que debe provocar una explosión en la que se desprenda una energía en forma de calor de 10 MJ, cantidad necesaria para la destrucción completa de un tanque de gas tóxico.



a) Si Bond dispone de dos explosivos clásicos, trinitrotolueno (TNT), $C_7H_5N_3O_6$, y nitroglicerina (NITRO), $C_3H_5N_3O_9$, ¿cuál de ambos debe detonar para conseguir la cantidad de calor estipulada si debe emplear la menor masa posible de explosivo?

Datos. Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones de explosión del TNT y nitroglicerina son, respectivamente:

$2\ C_7H_5N_3O_6(s) \rightarrow 7\ C(s) + 7\ CO(g) + 3\ N_2(g) + 5\ H_2O(g)$

$4\ C_3H_5N_3O_9(l) \rightarrow 12\ CO_2(g) + 10\ H_2O(g) + 6\ N_2(g) + O_2(g)$

Entalpías de formación a 25 °C, $\Delta_f H°$ = (kJ mol^{-1}): $CO(g) = -110{,}5$; $H_2O(g) = -241{,}8$; $CO_2(g) = -393{,}5$; TNT(s) = −66,5; nitroglicerina (l) = −370,0.

b) Si Bond coloca el explosivo seleccionado en el interior de una caja metálica hermética de 200 x 50 x 50 cm que se encuentra a 25 °C y 1 atm y sabiendo que después de la explosión la temperatura se eleva hasta los 5.000 °C, ¿qué aumento de presión se produce debido a los gases formados en la reacción?

(Valencia 2017)

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

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

▪ Para el TNT:

$$\Delta_r H° = [5\ \Delta_f H°\ (H_2O) + 7\ \Delta_f H°\ (CO)] - \Delta_f H°\ (\text{TNT})$$

$$= \left(5\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-241{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O} + 7\ \text{mol CO} \cdot \frac{-110{,}5\ \text{kJ}}{\text{mol CO}}\right) - \left(2\ \text{mol TNT} \cdot \frac{-66{,}5\ \text{kJ}}{\text{mol TNT}}\right) = -1{,}85 \cdot 10^3\ \text{kJ}$$

▪ Para la NITRO:

$$\Delta_r H° = [10\ \Delta_f H°\ (H_2O) + 12\ \Delta_f H°\ (CO_2)] - \Delta_f H°\ (\text{NITRO})$$

$$= \left(10\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-241{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O} + 12\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{-393{,}5\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO_2}\right) - \left(4\ \text{mol NITRO} \cdot \frac{-370{,}0\ \text{kJ}}{\text{mol NITRO}}\right) = -5{,}66 \cdot 10^3\ \text{kJ}$$

No se tienen en cuenta los valores de $\Delta_f H°$ del C(s), $N_2(g)$ y $O_2(g)$ ya que, por convenio, son nulos.

Relacionando el calor necesario y $\Delta_r H°$ de cada sustancia:

▪ Para el TNT:

$$-10\ \text{MJ}\cdot\frac{10^3\ \text{kJ}}{1\ \text{MJ}}\cdot\frac{2\ \text{mol TNT}}{-1{,}85\cdot10^3\ \text{kJ}}\cdot\frac{227\ \text{g TNT}}{1\ \text{mol TNT}}\cdot\frac{1\ \text{kg TNT}}{10^3\ \text{g TNT}}=2{,}45\ \text{kg TNT}$$

▪ Para la NITRO:

$$-10\ \text{MJ}\cdot\frac{10^3\ \text{kJ}}{1\ \text{MJ}}\cdot\frac{4\ \text{mol NITRO}}{-5{,}66\cdot10^3\ \text{kJ}}\cdot\frac{227\ \text{g NITRO}}{1\ \text{mol NITRO}}\cdot\frac{1\ \text{kg NITRO}}{10^3\ \text{g NITRO}}=1{,}60\ \text{kg NITRO}$$

El explosivo a utilizar es la nitroglicerina (NITRO) ya que es el del que se necesita una masa menor.

b) El volumen del habitáculo es:

$$V=(200\ \text{cm})\cdot(50\ \text{cm})\cdot(50\ \text{cm})\cdot\frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{cm}^3}=500\ \text{L}$$

Relacionando la nitroglicerina con los gases producidos:

$$1{,}60\ \text{kg NITRO}\cdot\frac{10^3\ \text{g NITRO}}{1\ \text{kg NITRO}}\cdot\frac{1\ \text{mol NITRO}}{227\ \text{g NITRO}}\frac{29\ \text{mol gas}}{4\ \text{mol NITRO}}=51{,}1\ \text{mol gas}$$

Considerando comportamiento ideal, la presión ejercida por los gases es:

$$p=\frac{51{,}1\ \text{mol}\cdot(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(5.000+273{,}15)\ \text{K}}{500\ \text{L}}=44{,}2\ \text{atm}$$

El aumento de la presión en habitáculo es:

$$\Delta p=(44{,}2-1)\ \text{atm}=43{,}2\ \text{atm}$$

1.53. La comida es el combustible que utilizamos para mantener nuestra temperatura corporal y demás funciones fisiológicas, además de proporcionar la energía necesaria para el movimiento. El consumo energético diario en un adulto sano es alrededor de 36,0 kcal por kg de peso (1 kcal = 4,18 kJ). Si se consume más comida de la necesaria, el exceso se almacena en forma de grasa (1 kg de grasas almacena unos 36.000 kJ).
a) Si su peso fuese 65,0 kg, calcule cuantos kilos engordaría en un año si comiera cada día el doble de lo que necesita.
b) El ejercicio es ideal para mejorar el tono muscular y fundamental como un hábito saludable. También aumenta el consumo energético. Así, una hora de marcha a paso vivo por un terreno llano consume unos 580 kJ. Calcule los km que debería andar cada día para evitar la acumulación de grasa en el supuesto del apartado a).
c) Imagine que en vez de comida usted pudiera utilizar gas butano como combustible. Escriba la reacción de combustión y determine cual sería el consumo en gramos y en litros de gas, medido a 1 atm y 36,5 °C, si consume solo lo que necesita. ($\Delta_r H° = -2.658\ \text{kJ mol}^{-1}$).

(Murcia 2018)

a) La cantidad de energía diaria necesaria para un individuo de 65,0 kg es:

$$36{,}0\frac{\text{kcal}}{\text{kg}\cdot\text{día}}\cdot65{,}0\ \text{kg}\cdot\frac{4{,}18\ \text{kJ}}{1\ \text{kcal}}=9{,}78\cdot10^3\ \text{kJ/día}$$

Considerando que esa misma cantidad de energía diaria se consume en exceso y relacionándola con la grasa que se puede acumular a partir de ella en un año:

$$9{,}78\cdot10^3\frac{\text{kJ}}{\text{día}}\cdot\frac{365\ \text{día}}{1\ \text{año}}\cdot\frac{1\ \text{kg grasa}}{36.000\ \text{kJ}}=99{,}2\ \text{kg grasa/año}$$

b) Relacionando la cantidad de energía diaria en exceso con la que se consume durante la marcha y suponiendo una velocidad media de la marcha de 5,76 km/h se obtiene la distancia diaria que debería caminar:

$$\frac{9{,}78\cdot10^3\ \text{kJ}}{580\ \text{kJ h}^{-1}}\cdot\frac{5{,}76\ \text{km}}{1\ \text{h}} = 97{,}1\ \text{km}$$

c) La ecuación química correspondiente a la combustión del butano, C_4H_{10}, es:

$$C_4H_{10}(g) + \frac{13}{2}O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 5\ H_2O(l)$$

Relacionando la cantidad de energía diaria en exceso con la que produce la combustión del C_4H_{10}:

$$-9{,}78\cdot10^3\ \text{kJ}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ C_4H_{10}}{-2.658\ \text{kJ}} = 3{,}68\ \text{mol}\ C_4H_{10}$$

La masa correspondiente a esa cantidad de C_4H_{10} es:

$$3{,}68\ \text{mol}\ C_4H_{10}\cdot\frac{58{,}0\ \text{g}\ C_4H_{10}}{1\ \text{mol}\ C_4H_{10}} = 213\ \text{g}\ C_4H_{10}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen correspondiente a esa cantidad de C_4H_{10} es:

$$V = \frac{(3{,}68\ \text{mol}\ C_4H_{10})\cdot(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(36{,}5+273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 93{,}4\ \text{L}\ C_4H_{10}$$

1.54. Las bolsas "airbag" de los automóviles se inflan con el dinitrógeno. Parte de este gas se produce a partir de la descomposición de la azida de sodio, NaN_3, según la ecuación química:

$2\ NaN_3(s) \rightarrow 2\ Na(s) + 3\ N_2(g)$ (1)

Uno de los problemas de esta reacción tiene que ver con la formación de sodio, un metal muy reactivo y que podría producir quemaduras en los conductores, sobre todo si entrara en contacto con los ojos. Para evitar ese inconveniente se provoca la reacción del sodio con nitrato de potasio:

$10\ Na(s) + 2\ KNO_3(s) \rightarrow K_2O(s) + 5\ Na_2O(g) + N_2(g)$ (2)

Para que los dispositivos de inflado sean seguros, es necesario preparar una mezcla de azida de sodio y de nitrato de potasio que garantice que no queda nada de sodio al final del proceso.

a) Calcule la relación entre las cantidades de azida de sodio y nitrato de potasio, m (NaN_3) / m (KNO_3), que debe tener la mezcla segura utilizada.

b) Calcule la cantidad total (en gramos) de la mezcla que generará suficiente $N_2(g)$ como para llenar una bolsa de 60,0 L de capacidad, medidos a 298 K y 1,00 atm.

c) Calcule cuántos gramos de NaN_3 y cuántos de KNO_3 se han de utilizar para preparar la mezcla del apartado b).

La azida de sodio se prepara comercialmente por reacción entre $N_2O(g)$ y $NaNH_2(s)$, según la ecuación química:

$N_2O(g) + 2\ NaNH_2(s) \rightarrow NaN_3(s) + NaOH(s) + NH_3(g)$ $\Delta_r H = 55{,}8\ \text{kJ mol}^{-1}$

d) Calcule $\Delta_r H$ para la reacción (1), utilizando los datos termodinámicos suministrados.

Sustancia	$N_2O(g)$	$NaNH_2(s)$	$NaOH(s)$	$NH_3(g)$
Entalpía estándar de formación, $\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1})	82,0	−123,7	−425,2	−46,1

(Valencia 2018)

a) De acuerdo con las estequiometrías de las reacciones 1 y 2, la relación másica entre NaN_3 y KNO_3 es:

$$\frac{2\ \text{mol}\ NaN_3}{2\ \text{mol Na}}\cdot\frac{10\ \text{mol Na}}{2\ \text{mol}\ KNO_3}\cdot\frac{65{,}0\ \text{g}\ NaN_3}{1\ \text{mol}\ NaN_3}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ KNO_3}{101{,}1\ \text{g}\ KNO_3} = 3{,}21\ \text{g}\ NaN_3/\text{g}\ KNO_3$$

b) Relacionando las cantidades de NaN_3 y KNO_3 del apartado anterior con el N_2 producido en ambas reacciones:

$$\left.\begin{aligned} 3{,}21\ \text{g}\ NaN_3\cdot\frac{1\ \text{mol}\ NaN_3}{65{,}0\ \text{g}\ NaN_3}\cdot\frac{3\ \text{mol}\ N_2}{2\ \text{mol}\ NaN_3} &= 0{,}0741\ \text{mol}\ N_2 \\ 1{,}00\ \text{g}\ KNO_3\cdot\frac{1\ \text{mol}\ KNO_3}{101{,}1\ \text{g}\ KNO_3}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ N_2}{2\ \text{mol}\ KNO_3} &= 4{,}95\cdot10^{-3}\ \text{mol}\ N_2 \end{aligned}\right\} \rightarrow \quad 0{,}0790\ \text{mol}\ N_2$$

Considerando comportamiento ideal, la cantidad de N_2 producido es:

$$n = \frac{1{,}00\ \text{atm} \cdot 60{,}0\ \text{L}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 298\ \text{K}} = 2{,}46\ \text{mol N}_2$$

Relacionando esta cantidad de N_2 con la producida por la mezcla sólida explosiva:

$$2{,}46\ \text{mol N}_2 \cdot \frac{4{,}21\ \text{g mezcla explosiva}}{0{,}0790\ \text{mol N}_2} = 131\ \text{g mezcla explosiva}$$

c) Las masas de cada de cada uno de los reactivos necesarias para preparar esa cantidad de la mezcla explosiva son:

$$131\ \text{g mezcla explosiva} \cdot \frac{3{,}21\ \text{g NaN}_3}{4{,}21\ \text{g mezcla explosiva}} = 99{,}9\ \text{g NaN}_3$$

$$131\ \text{g mezcla explosiva} \cdot \frac{1{,}00\ \text{g KNO}_3}{4{,}21\ \text{g mezcla explosiva}} = 31{,}1\ \text{g KNO}_3$$

d) La variación de entalpía asociada a un proceso puede calcularse a partir de la expresión:

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

Para la reacción propuesta:

$$\Delta H° = \Delta_f H°(\text{NH}_3) + \Delta_f H°(\text{NaOH}) + \Delta_f H°(\text{NaN}_3) - \Delta_f H°(\text{N}_2\text{O}) - 2\,\Delta_f H°(\text{NaNH}_2)$$

$$\left(1\ \text{mol NaN}_3 \cdot \frac{55{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol NaN}_3}\right) = \left(1\ \text{mol NH}_3 \cdot \frac{-46{,}1\ \text{kJ}}{\text{mol NH}_3}\right) + \left(1\ \text{mol NaOH} \cdot \frac{-425{,}2\ \text{kJ}}{\text{mol NaOH}}\right) + \Delta_f H°(\text{NaN}_3) -$$

$$- \left(1\ \text{mol N}_2\text{O} \cdot \frac{82{,}0\ \text{kJ}}{\text{mol N}_2\text{O}}\right) - \left(2\ \text{mol NaNH}_2 \cdot \frac{-123{,}7\ \text{kJ}}{\text{mol NaNH}_2}\right)$$

Se obtiene, $\Delta_f H°(\text{NaN}_3) = 361{,}7\ \text{kJ mol}^{-1}$.

La entalpía de la reacción 1 es:

$$\Delta H° = -2\,\Delta_f H°(\text{NaN}_3) = -2 \cdot \frac{361{,}7\ \text{kJ}}{\text{mol NaN}_3} = -723{,}4\ \text{kJ mol}^{-1}$$

No se tienen en cuenta los valores de $\Delta_f H°$ del $N_2(g)$ y del Na(s) ya que, por convenio, ambos son nulos.

1.55. A principios de 2018, una conocida compañía de gas cobra a sus clientes la cantidad de 0,428 € por kg de propano (C_3H_8) consumido. Si se necesitan 7,4 kJ para calentar un mol de agua líquida desde 10 °C hasta 55 °C, calcule cuánto le costará a un cliente calentar un vaso de agua de 200 cm^3 en ese mismo rango de temperatura.
(Datos. $\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1}): $CO_2(g) = -393{,}5$; $H_2O(g) = -241{,}8$; $C_3H_8(g) = -103{,}9$).

(Sevilla 2018)

La reacción de combustión del propano es:

$$\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + 5\ \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 3\ \text{CO}_2(\text{g}) + 4\ \text{H}_2\text{O}(\text{g})$$

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

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

$$= [4\,\Delta_f H°(\text{H}_2\text{O}) + 3\,\Delta_f H°(\text{CO}_2)] - \Delta_f H°(\text{C}_3\text{H}_8) =$$

$$= \left(4\ \text{mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-241{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol H}_2\text{O}}\right) + \left(3\ \text{mol CO}_2 \cdot \frac{-393{,}5\ \text{kJ}}{\text{mol CO}_2}\right) - \left(1\ \text{mol C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{-103{,}9\ \text{kJ}}{\text{mol C}_3\text{H}_8}\right) = -2.044\ \text{kJ mol}^{-1}$$

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

Considerando que la densidad del agua es 1,00 g cm^{-3}, a cantidad de energía necesaria para calentar el agua del vaso es:

$$200\ \text{cm}^3\ \text{H}_2\text{O} \cdot \frac{1{,}00\ \text{g H}_2\text{O}}{1\ \text{cm}^3\ \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}} \cdot \frac{7{,}40\ \text{kJ}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}} = 8{,}22\ \text{kJ}$$

Relacionando esta cantidad de calor con el precio del propano:

$$8{,}22\ \text{kJ} \cdot \frac{1\ \text{mol C}_3\text{H}_8}{2.044\ \text{kJ}} \cdot \frac{44{,}0\ \text{g C}_3\text{H}_8}{1\ \text{mol C}_3\text{H}_8} \cdot \frac{1\ \text{kg C}_3\text{H}_8}{10^3\ \text{g C}_3\text{H}_8} \cdot \frac{0{,}428\ € \ \text{C}_3\text{H}_8}{1\ \text{kg C}_3\text{H}_8} = 7{,}58 \cdot 10^{-4}\ €$$

1.56. Los organismos invertebrados *"riftia pachyptila"* también conocidos como gusanos de tubo gigantes fueron descubiertos en 1977 por el sumergible Alvin en la dorsal de las islas Galápagos a profundidades de entre 2.000 y 4.000 metros. En estas condiciones extremas de altas temperaturas y grandes concentraciones de sulfuro, dada la proximidad a las fumarolas del Océano Pacífico, estos individuos del reino animal prosperan debido a sus adaptaciones bioquímicas, que les permiten vivir en ausencia total de luz solar, y por medio de mecanismos de simbiosis con cierta familia de bacterias. Aunque el mecanismo por el cual se nutren, la quimiosíntesis, es relativamente complejo, su estudio resultó tremendamente importante, dado que este tipo de metabolismo podría soportar la hipótesis de existencia de vida en la superficie de Marte o en Europa, una de las lunas de Júpiter.

Al igual que en la fotosíntesis ($CO_2 + H_2O$ (+ luz + clorofila) → $C_6H_{12}O_6 + O_2$, sin ajustar), en la quimiosíntesis se fija dióxido de carbono, inorgánico, transformándolo en materia orgánica (azúcares). La diferencia entre ambas es que, en la fotosíntesis, los organismos emplean luz como fuente de energía para esta fijación, mientras que en la quimiosíntesis la fuente de energía es el abundante sulfuro de hidrógeno, a través de la siguiente ecuación química no ajustada:

$$H_2S + CO_2 \rightarrow C_6H_{12}O_6 + H_2O + S(s) \qquad (1)$$

en la que se genera azufre, en lugar del oxígeno producido durante la fotosíntesis.

a) Ajuste las reacciones de quimiosíntesis y de fotosíntesis.

b) Se quiere determinar el consumo calórico de una colonia constante de, aproximadamente, un millón de individuos de dichos gusanos, para tener datos detallados sobre su metabolismo. Si se sabe que el aporte energético de un gramo de azúcar, $C_6H_{12}O_6$, es de, aproximadamente, 3,75 cal y la cantidad de azufre sólido formado en las cercanías de la fumarola donde se encuentra la colonia se ha determinado que es de 1,00 t/año, ¿cuál es el consumo calórico diario de cada individuo de la colonia?

c) ¿Cuánto carbono, en forma de CO_2, es capaz de fijar dicha colonia al año?

d) Se sabe que los gusanos de tubo gigante únicamente habitan zonas abisales con altas concentraciones de ácido sulfhídrico (sulfuro de hidrógeno disuelto en agua). Se ha estimado que la concentración de dicho ácido en las cercanías de las fumarolas decrece geométricamente según la siguiente función: $y = 300 - 10x^2$ **(2)**

donde y representa la concentración de H_2S (μg L^{-1}) y x representa la distancia ascendente desde el fondo marino (km). ¿Cuál es la concentración mínima de ácido sulfhídrico para soportar este tipo de vida marina, si se sabe que dichos individuos pueden encontrarse a distancias de hasta 2.000 m por encima de la zona abisal?

e) Se quiere comparar la eficiencia de la fotosíntesis ($\Delta_r H° = 2.803{,}90$ kJ/mol $C_6H_{12}O_6$) y de la quimiosíntesis en términos de entalpías de reacción. ¿Cuál de ellas necesita mayor aporte energético para producir cantidades equivalentes de materia orgánica? Explique detalladamente las aproximaciones realizadas.

Sustancia	S(s)	O_2(g)	CO_2 (g)	H_2S(g)	H_2O(l)
$\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1})	0	0	−393,51	−20,15	−285,83

(País Vasco 2018)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de quimiosíntesis:

$$12\ H_2S + 6\ CO_2 \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6\ H_2O + 12\ S$$

b) Relacionando la cantidad de S formado en un año con la cantidad de $C_6H_{12}O_6$:

$$\frac{1{,}00\ \text{t S}}{\text{colonia}} \cdot \frac{1\ \text{colonia}}{10^6\ \text{gusanos}} \cdot \frac{10^6\ \text{g S}}{1\ \text{t S}} \cdot \frac{1\ \text{mol S}}{32{,}1\ \text{g S}} \cdot \frac{1\ \text{mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{12\ \text{mol S}} \cdot \frac{180{,}0\ \text{g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{1\ \text{mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = \frac{0{,}467\ \text{g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{\text{gusano}}$$

Relacionando la cantidad de $C_6H_{12}O_6$ con el consumo de calor:

$$\frac{0{,}467\ \text{g}\ C_6H_{12}O_6}{\text{gusano}} \cdot \frac{3{,}75\ \text{cal}}{1\ \text{g}\ C_6H_{12}O_6} = 1{,}75\ \text{cal/gusano}$$

c) Relacionando la cantidad de S formado por la colonia en un año con la cantidad de CO_2:

$$1{,}00\ \text{t S} \cdot \frac{10^6\ \text{g S}}{1\ \text{t S}} \cdot \frac{1\ \text{mol S}}{32{,}1\ \text{g S}} \cdot \frac{6\ \text{mol}\ CO_2}{12\ \text{mol S}} \cdot \frac{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} \cdot \frac{1\ \text{t}\ CO_2}{10^6\ \text{g}\ CO_2} = 0{,}685\ \text{t}\ CO_2$$

d) La concentración de H_2S a 2 km del fondo calculada de acuerdo con la ecuación propuesta es:

$$y = 300 - (10 \cdot 2^2) = 260\ \mu\text{g/L}$$

e) Las ecuaciones termoquímicas correspondientes a la formación de H_2S y H_2O y fotosíntesis, son, respectivamente:

$$S(s) + H_2(g) \rightarrow H_2S(g) \qquad \Delta_f H° = -20{,}15\ \text{kJ mol}^{-1}$$

$$H_2(g) + ½\ O_2(g) \rightarrow H_2O(l) \qquad \Delta_f H° = -285{,}83\ \text{kJ mol}^{-1}$$

$$6\ CO_2(g) + 6\ H_2O(l) \rightarrow C_6H_{12}O_6(s) + 6\ O_2(g) \qquad \Delta_{foto} H° = 2.803{,}90\ \text{kJ mol}^{-1}$$

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

$$12\ H_2S(g) \rightarrow 12\ S(s) + 12\ H_2(g) \qquad \Delta H° = 12\ \text{mol} \cdot 20{,}15\ \text{kJ mol}^{-1})$$

$$12\ H_2(g) + 6\ O_2(g) \rightarrow 12\ H_2O(l) \qquad \Delta H° = 12\ \text{mol} \cdot (-285{,}83\ \text{kJ mol}^{-1})$$

$$6\ CO_2(g) + 6\ H_2O(l) \rightarrow C_6H_{12}O_6(s) + 6\ O_2(g) \qquad \Delta_{foto} H° = 2.803{,}90\ \text{kJ mol}^{-1}$$

Sumando estas ecuaciones se obtiene:

$$12\ H_2S(g) + 6\ CO_2(g) \rightarrow C_6H_{12}O_6(s) + 6\ H_2O(l) + 12\ S(s) \qquad \Delta_{quimio} H° = -384{,}3\ \text{kJ mol}^{-1}$$

No tiene sentido comparar la eficiencia energética de la fotosíntesis con la quimiosíntesis, ya que mientras el primero es un proceso endotérmico, el segundo es exotérmico.

En lo que se refiere a aproximaciones:

▪ Las entalpías están referidas a 1 bar de presión y a esas profundidades la presión es mucho más elevada, aproximadamente, aumenta 1 bar por cada 10 m de profundidad.

▪ Las entalpías están referidas a una temperatura de 298,15 K y a esas profundidades la temperatura está próxima a los 4 °C.

▪ El valor cero para la entalpía de un elemento se le asigna a su forma más estable en condiciones estándar, que en caso del azufre sólido es el S rómbico que está en forma de moléculas, S_8, igual que ocurre con las moléculas de los elementos H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2, Br_2, I_2 y P_4.

1.57. El fosgeno, $COCl_2$, es un componente químico industrial que se utiliza en la actualidad para la fabricación de plásticos y pesticidas, si bien durante la 1ª Guerra Mundial fue utilizado como arma química.
Para su producción a nivel industrial, se obtiene a partir de la reacción entre el dicloro y el monóxido de carbono. Calcule la energía (en kJ) que se desprende en la producción de 1,00 t de fosgeno a partir de los siguientes datos: $\Delta_f H°$ CO(g) = –110,5 kJ mol^{-1} y $\Delta_f H°$ $COCl_2$(g) = –219,1 kJ mol^{-1}.

(Baleares 2019)

La ecuación química correspondiente a la formación del fosgeno a partir de CO y Cl_2 es:

$$CO(g) + Cl_2(g) \rightarrow COCl_2(g)$$

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

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

$$= \Delta_f H°(COCl_2) - \Delta_f H°(CO) =$$

$$= \left(1\ \text{mol}\ COCl_2 \cdot \frac{-219{,}1\ \text{kJ}}{\text{mol}\ COCl_2}\right) - \left(1\ \text{mol}\ CO \cdot \frac{-110{,}5\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO}\right) = -108{,}6\ \text{kJ mol}^{-1}$$

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $Cl_2(g)$ ya que, por convenio, este valor es nulo.

Relacionando la cantidad de $COCl_2$ y la entalpía de la reacción se obtiene el calor desprendido:

$$1{,}00\ \text{t}\ COCl_2 \cdot \frac{10^6\ \text{g}\ COCl_2}{1\ \text{t}\ COCl_2} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ COCl_2}{99{,}0\ \text{g}\ COCl_2} \cdot \frac{-108{,}6\ \text{kJ}}{1\ \text{mol}\ COCl_2} = -1{,}10 \cdot 10^6\ \text{kJ}$$

1.58. Los cohetes aeroespaciales se basan en el "efecto jet" y son los únicos propulsores que pueden alcanzar alturas máximas superiores al límite de la atmósfera. El mecanismo teórico de funcionamiento de un cohete depende de numerosos factores, pero de modo simplificado se puede considerar que una variable clave es la cantidad de energía calorífica generada por unidad de masa del combustible cargado en el cohete antes del lanzamiento.
Debido a que su funcionamiento se realiza en condiciones predominantes de ausencia de aire, los cohetes tienen que incorporar en su masa la carga del oxígeno necesario para la reacción con el combustible. Sin embargo, el uso de combustibles en otras aplicaciones, tales como las realizadas a nivel de suelo, no requiere del transporte del oxígeno porque este reactivo se encuentra disponible como el segundo componente mayoritario del aire; en estas condiciones, se considera que los mejores combustibles son los que aportan mayor cantidad de energía calorífica por unidad de masa del propio combustible.
Considerando los siguientes combustibles elementales: hidrógeno, boro, y carbono (grafito); y los datos termodinámicos disponibles al final del enunciado:
a) Comente las posibilidades de cada uno de los elementos mencionados para su uso como combustible para cohetes, explicando cuantitativamente el orden de mejor a peor.
b) Detalle el orden de idoneidad de los mismos elementos anteriores para su uso como combustible para vehículos que funcionan a nivel de suelo.
Para el diseño del cohete que se está pensando en construir, se dispone también de combustibles moleculares, tales como: B_2H_6, CH_4 y C_2H_6. De nuevo, son potenciales combustibles para cohetes, pero también para vehículos terrestres, y se quiere saber cuál es el mejor para cada una de las dos aplicaciones. De acuerdo con esto:
c) Explique cuantitativamente cómo decidir la preferencia de uso de los mencionados combustibles moleculares para combustibles de cohetes. ¿Cuál es el mejor para cohetes?
d) Detalle, también cuantitativamente, la idoneidad de cada una de las mencionadas moléculas como combustibles para vehículos terrestres.
Datos. Entalpías estándar de la reacción de combustión en condiciones normales, $\Delta_c H°$:

$H_2(g) + O_2(g) \rightarrow H_2O(g)$ $\quad \Delta_c H° = -57{,}80\ \text{kcal mol}^{-1}\ H_2$
$B(s) + O_2(g) \rightarrow B_2O_3(s)$ $\quad \Delta_c H° = -151{,}0\ \text{kcal mol}^{-1}\ B$
$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g\ )$ $\quad \Delta_c H° = -94{,}05\ \text{kcal mol}^{-1}\ C$

Entalpías estándar de formación en condiciones normales, $\Delta_f H°$:

$B_2H_6(g)$ $\quad \Delta_f H° = 7{,}500\ \text{kcal mol}^{-1}$
$CH_4(g)$ $\quad \Delta_f H° = -17{,}89\ \text{kcal mol}^{-1}$
$C_2H_6(g)$ $\quad \Delta_f H° = -20{,}24\ \text{kcal mol}^{-1}$

(País Vasco 2021)

a) Combustible para cohetes

Relacionando la entalpía de combustión de cada elemento con la masa de mezcla combustible antes del lanzamiento:

$$1\ \text{mol}\ H_2 \cdot \frac{½\ \text{mol}\ O_2}{1\ \text{mol}\ H_2} \cdot \frac{32{,}0\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} = 16{,}0\ \text{g}\ O_2 \quad \rightarrow \quad (2{,}00 + 16{,}0) = 18{,}0\ \text{g mezcla inicial}\ (H_2)$$

$$\frac{-57{,}80\ \text{kcal}}{1\ \text{mol}\ H_2} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2}{18{,}0\ \text{g mezcla inicial}\ (H_2)} = \frac{-3{,}21\ \text{kcal}}{\text{g mezcla inicial}\ (H_2)}$$

$$1\ \text{mol B} \cdot \frac{¾\ \text{mol O}_2}{1\ \text{mol B}} \cdot \frac{32{,}0\ \text{g O}_2}{1\ \text{mol O}_2} = 24{,}0\ \text{g O}_2 \quad \rightarrow \quad (10{,}8 + 24{,}0) = 34{,}8\ \text{g mezcla inicial (B)}$$

$$\frac{-151{,}0\ \text{kcal}}{1\ \text{mol B}} \cdot \frac{1\ \text{mol B}}{34{,}8\ \text{g mezcla inicial (B)}} = \frac{-4{,}34\ \text{kcal}}{\text{g mezcla inicial (B)}}$$

$$1\ \text{mol C} \cdot \frac{1\ \text{mol O}_2}{1\ \text{mol C}} \cdot \frac{32{,}0\ \text{g O}_2}{1\ \text{mol O}_2} = 32{,}0\ \text{g O}_2 \quad \rightarrow \quad (12{,}0 + 32{,}0) = 44{,}0\ \text{g mezcla inicial (C)}$$

$$\frac{-94{,}05\ \text{kcal}}{1\ \text{mol C}} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{44{,}0\ \text{g mezcla inicial (C)}} = \frac{-2{,}14\ \text{kcal}}{\text{g mezcla inicial (B)}}$$

La idoneidad de los combustibles de mejor a peor es:

1. B (–4,34 kcal/g mezcla) 2. H_2 (–3,21 kcal/g mezcla) 3. C (–2,14 kcal/g mezcla)

b) Combustible para vehículos terrestres

Relacionando la entalpía de combustión de cada elemento con la masa de mezcla combustible:

$$1\ \text{mol H}_2 \cdot \frac{-57{,}80\ \text{kcal}}{1\ \text{mol H}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2}{2{,}00\ \text{g H}_2} = \frac{-28{,}9\ \text{kcal}}{\text{g H}_2}$$

$$1\ \text{mol B} \cdot \frac{-151{,}0\ \text{kcal}}{1\ \text{mol B}} \cdot \frac{1\ \text{mol B}}{10{,}8\ \text{g B}} = \frac{-14{,}0\ \text{kcal}}{\text{g B}}$$

$$1\ \text{mol C} \cdot \frac{-94,05\ \text{kcal}}{1\ \text{mol C}} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}} = \frac{-7{,}84\ \text{kcal}}{\text{g C}}$$

La idoneidad de los combustibles de mejor a peor es:

1. H_2 (–28,9 kcal/g H_2) 2. B (–14,0 kcal/g B) 3. C (–7,84 kcal/g C)

c) Previamente, es necesario calcular la variación de entalpía de cada una de las combustiones. Dicha variación puede calcularse a partir de la expresión:

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

▪ Combustión del $B_2H_6(g)$

$$B_2H_6(g) + 3\ O_2(g) \rightarrow B_2O_3(g) + 3\ H_2O(g)$$

$$\Delta H^\circ = 3\ \Delta_\text{f} H^\circ(H_2O) + \Delta_\text{f} H^\circ(B_2O_3) - \Delta_\text{f} H^\circ(B_2H_6) =$$

$$= \left(3\ \text{mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-57{,}80\ \text{kcal}}{\text{mol H}_2\text{O}}\right) + \left(1\ \text{mol B}_2\text{O}_3 \cdot \frac{-151{,}0\ \text{kJ}}{½\ \text{mol B}_2\text{O}_3}\right) - \left(1\ \text{mol B}_2\text{H}_6 \cdot \frac{7{,}500\ \text{kJ}}{\text{mol B}_2\text{H}_6}\right) =$$

$$= -482{,}9\ \text{kcal mol}^{-1}$$

▪ Combustión del $CH_4(g)$

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(g)$$

$$\Delta H^\circ = 2\ \Delta_\text{f} H^\circ(H_2O) + \Delta_\text{f} H^\circ(CO_2) - \Delta_\text{f} H^\circ(CH_4) =$$

$$= \left(2\ \text{mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-57{,}80\ \text{kcal}}{\text{mol H}_2\text{O}}\right) + \left(1\ \text{mol CO}_2 \cdot \frac{-94{,}05\ \text{kJ}}{1\ \text{mol CO}_2}\right) - \left(1\ \text{mol CH}_4 \cdot \frac{-17{,}89\ \text{kJ}}{\text{mol CH}_4}\right) =$$

$$= -191{,}8\ \text{kcal mol}^{-1}$$

▪ Combustión del $CH_4(g)$

$$C_2H_6(g) + 7/2\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(g)$$

$$\Delta H^\circ = 3\ \Delta_\text{f} H^\circ(H_2O) + 2\ \Delta_\text{f} H^\circ(CO_2) - \Delta_\text{f} H^\circ(C_2H_6) =$$

$$= \left(3\ \text{mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-57{,}80\ \text{kcal}}{\text{mol H}_2\text{O}}\right) + \left(2\ \text{mol CO}_2 \cdot \frac{-94{,}05\ \text{kJ}}{1\ \text{mol CO}_2}\right) - \left(1\ \text{mol C}_2\text{H}_6 \cdot \frac{-20{,}24\ \text{kJ}}{\text{mol C}_2\text{H}_6}\right) =$$

$$= -341{,}3 \text{ kcal mol}^{-1}$$

En ninguno de los casos se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

▪ Combustible para cohetes

Relacionando la entalpía de combustión de cada compuesto con la masa de mezcla combustible antes del lanzamiento:

$$1\ \text{mol}\ B_2H_6 \cdot \frac{3\ \text{mol}\ O_2}{1\ \text{mol}\ B_2H_6} \cdot \frac{32{,}00\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} = 96{,}00\ \text{g}\ O_2 \ \rightarrow\ (27{,}60 + 96{,}00) = 123{,}6\ \text{g mezcla inicial}\ (B_2H_6)$$

$$\frac{-482{,}9\ \text{kcal}}{1\ \text{mol}\ B_2H_6} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ B_2H_6}{123{,}6\ \text{g mezcla inicial}\ (B_2H_6)} = \frac{-3{,}907\ \text{kcal}}{\text{g mezcla inicial}\ (B_2H_6)}$$

$$1\ \text{mol}\ CH_4 \cdot \frac{2\ \text{mol}\ O_2}{1\ \text{mol}\ CH_4} \cdot \frac{32{,}00\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} = 64{,}00\ \text{g}\ O_2 \ \rightarrow\ (16{,}00 + 64{,}00) = 80{,}0\ \text{g mezcla inicial}\ (CH_4)$$

$$\frac{-191{,}8\ \text{kcal}}{1\ \text{mol}\ CH_4} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_4}{80{,}00\ \text{g mezcla inicial}\ (CH_4)} = \frac{-2{,}398\ \text{kcal}}{\text{g mezcla inicial}\ (CH_4)}$$

$$1\ \text{mol}\ C_2H_6 \cdot \frac{3{,}5\ \text{mol}\ O_2}{1\ \text{mol}\ C_2H_6} \cdot \frac{32{,}00\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} = 112{,}0\ \text{g}\ O_2 \ \rightarrow\ (30{,}00 + 112{,}0) = 142{,}0\ \text{g mezcla inicial}\ (B_2H_6)$$

$$\frac{-341{,}3\ \text{kcal}}{1\ \text{mol}\ C_2H_6} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_6}{142{,}0\ \text{g mezcla inicial}\ (C_2H_6)} = \frac{-2{,}403\ \text{kcal}}{\text{g mezcla inicial}\ (C_2H_6)}$$

La idoneidad de los combustibles de mejor a peor es:

1. B_2H_6 (−3,907 kcal/g mezcla) 2. C_2H_6 (−2,403 kcal/g mezcla) 3. CH_4 (−2,398 kcal/g mezcla)

d) Combustible para vehículos terrestres

Relacionando la entalpía de combustión de cada elemento con la masa de mezcla combustible:

$$1\ \text{mol}\ B_2H_6 \cdot \frac{-482{,}9\ \text{kcal}}{1\ \text{mol}\ B_2H_6} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ B_2H_6}{27{,}60\ \text{g}\ B_2H_6} = \frac{-17{,}50\ \text{kcal}}{\text{g}\ B_2H_6}$$

$$1\ \text{mol}\ CH_4 \cdot \frac{-191{,}8\ \text{kcal}}{1\ \text{mol}\ CH_4} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_4}{16{,}00\ \text{g}\ CH_4} = \frac{-11{,}99\ \text{kcal}}{\text{g}\ CH_4}$$

$$1\ \text{mol}\ C_2H_6 \cdot \frac{-341{,}3\ \text{kcal}}{1\ \text{mol}\ C_2H_6} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_6}{30{,}00\ \text{g}\ C_2H_6} = \frac{-11{,}38\ \text{kcal}}{\text{g}\ C_2H_6}$$

La idoneidad de los combustibles de mejor a peor es:

1. B_2H_6 (−17,50 kcal/g B_2H_6) 2. CH_4 (−11,99 kcal/g CH_4) 3. C_2H_6 (−11,38 kcal/g C_2H_6)

1.59. La gasolina se compone principalmente de hidrocarburos, la mayoría de los cuales presentan ocho átomos de carbono, y se denominan octanos. Calcule:
a) La entalpía de combustión estándar del octano.
b) La energía que necesita un automóvil para recorrer un km, si su consumo es de 5,00 L por 100 km y la densidad del octano es de 0,800 kg L^{-1}.
c) Cuántos kg de dióxido de carbono se producen cuando se consumen 50 L de combustible.
(Datos. $\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1}): $CO_2(g) = -393{,}5$; $H_2O(l) = -285{,}8$; $C_8H_{18}(l) = -250{,}0$).

(Murcia 2021)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del octano es:

$$C_8H_{18}(l) + \frac{25}{2}\ O_2(g) \rightarrow 8\ CO_2(g) + 9\ H_2O(g)$$

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

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

$$= 9\ \Delta_f H°(H_2O) + 8\ \Delta_f H°(CO_2) - \Delta_f H°(C_8H_{18})$$

$$= \left(9\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-285{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\right) + \left(8\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{-394{,}0\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO_2}\right) - \left(1\ \text{mol}\ C_8H_{18} \cdot \frac{-250{,}0\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_8H_{18}}\right)$$

Se obtiene, $\Delta_c H°(C_8H_{18}) = -5.470\ \text{kJ mol}^{-1}$.

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

b) Relacionando el calor desprendido al quemarse 5,00 L de octano por cada 100 km se obtiene:

$$\frac{5{,}00\ \text{L}\ C_8H_{18}}{100\ \text{km}} \cdot \frac{0{,}800\ \text{kg}\ C_8H_{18}}{1\ \text{L}\ C_8H_{18}} \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ C_8H_{18}}{1\ \text{kg}\ C_8H_{18}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_8H_{18}}{114{,}0\ \text{g}\ C_8H_{18}} \cdot \frac{-5.470\ \text{kJ}}{1\ \text{mol}\ C_8H_{18}} = -1.919\ \text{kJ km}^{-1}$$

c) Relacionando C_8H_{18} CO_2:

$$50{,}0\ \text{L}\ C_8H_{18} \cdot \frac{0{,}800\ \text{kg}\ C_8H_{18}}{1\ \text{L}\ C_8H_{18}} \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ C_8H_{18}}{1\ \text{kg}\ C_8H_{18}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_8H_{18}}{114{,}0\ \text{g}\ C_8H_{18}} = 351\ \text{mol}\ C_8H_{18}$$

$$351\ \text{mol}\ C_8H_{18} \cdot \frac{8\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_8H_{18}} \cdot \frac{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} \cdot \frac{1\ \text{kg}\ CO_2}{10^3\ \text{g}\ CO_2} = 124\ \text{kg}\ CO_2$$

(Problema similar a los propuestos en Cádiz 2005 y Murcia 2011).

1.60. El gas natural es de plena actualidad periodística por la controversia surgida en torno a su declaración como combustible "verde" por la Unión Europea en la transición contra el cambio climático. El gas natural está compuesto por diferentes gases, aunque el metano es el que aparece en mayor proporción. Por otro lado, las gasolinas son principalmente una mezcla de hidrocarburos que tienen un valor de combustión en el entorno de 45.000 kJ/kg.
a) Calcule la densidad del metano a 20 °C y 1 atm.
b) Calcule el calor que se obtendría con la combustión de un litro de metano en esas condiciones.
c) Indique qué combustible ofrece un mayor rendimiento calorífico por kilogramo de combustible.
(Datos $\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1}): $CO_2 = -394$; $H_2O = -242$; $CH_4 = -75{,}0$).

(Murcia 2022)

a) Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

El valor de la densidad en las condiciones propuestas es:

$$\rho = \frac{1\ \text{atm} \cdot 16{,}0\ \text{g mol}^{-1}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15)\ \text{K}} = 0{,}665\ \text{g L}^{-1}$$

b) La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión de CH_4 (gas natural) es:

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(g)$$

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

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

$$= 2\ \Delta_f H°(H_2O) + \Delta_f H°(CO_2) - \Delta_f H°(CH_4) =$$

$$= \left(2\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-242\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\right) + \left(1\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{-394\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO_2}\right) - \left(1\ \text{mol}\ CH_4 \cdot \frac{-75{,}0\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CH_4}\right)$$

Se obtiene, $\Delta H° = -803\ \text{kJ mol}^{-1}$.

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, este valor es nulo.

Suponiendo comportamiento ideal, el número de moles de gas a quemar es:

$$n = \frac{1\ \text{atm} \cdot 1{,}00\ \text{L CH}_4}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15)\ \text{K}} = 0{,}0416\ \text{mol CH}_4$$

El calor desprendido cuando se quema esa cantidad CH_4 es:

$$0{,}0416\ \text{mol CH}_4 \cdot \frac{-803\ \text{kJ}}{1\ \text{mol CH}_4} = -33{,}4\ \text{kJ}$$

c) Cambiando las unidades del valor obtenido en el apartado anterior para la combustión del metano:

$$\frac{-33{,}4\ \text{kJ}}{\text{L CH}_4} \cdot \frac{1\ \text{L CH}_4}{0{,}665\ \text{g CH}_4} \cdot \frac{10^3\ \text{g CH}_4}{1\ \text{kg CH}_4} = -5{,}02 \cdot 10^4\ \text{kJ kg}^{-1}$$

Como este valor es mayor que el correspondiente al de la gasolina ($-4{,}50 \cdot 10^4$ kJ kg^{-1}), el gas natural ofrece un mejor rendimiento calorífico que la gasolina.

1.61. En la reacción entre el oxígeno molecular y el cobre para formar óxido de cobre(II) se desprenden 2,30 kJ por cada gramo de cobre que reacciona, a la temperatura de 298 K y 760 mmHg. Calcula:
a) La entalpía de formación del óxido de cobre(II).
b) El calor desprendido a presión constante cuando reaccionan 100 L de oxígeno, medidos a 1,50 atm y 27 °C.

(Granada 2022)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la formación del CuO es:

$$\text{Cu(s)} + \tfrac{1}{2}\ \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CuO(s)}$$

La entalpía de formación del CuO(s) se obtiene relacionando el calor desprendido con la cantidad de Cu que reacciona:

$$\frac{-2{,}30\ \text{kJ}}{\text{g Cu}} \cdot \frac{63{,}5\ \text{g Cu}}{1\ \text{mol Cu}} \cdot \frac{1\ \text{mol Cu}}{1\ \text{mol CuO}} = -146\ \text{kJ mol}^{-1}$$

b) Considerando comportamiento ideal, el número de moles de O_2 que reaccionan es:

$$n = \frac{1{,}50\ \text{atm} \cdot 100\ \text{L O}_2}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15)\ \text{K}} = 6{,}09\ \text{mol O}_2$$

La entalpía de la reacción coincide con la entalpía de formación del CuO(s), así que el calor desprendido cuando reacciona esa cantidad O_2 es:

$$6{,}09\ \text{mol O}_2 \cdot \frac{-146\ \text{kJ}}{0{,}5\ \text{mol O}_2} = -1{,}78 \cdot 10^3\ \text{kJ}$$

1.62. Calcule la cantidad mínima de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, que debe tomar una persona de 75,0 kg si tiene unas necesidades energéticas de 115 kJ kg^{-1} día^{-1}.
(Datos. $\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1}): $C_6H_{12}O_6(s) = -1.274$; $CO_2(g) = -393{,}5$; $H_2O(l) = -284{,}67$).

(Castilla-La Mancha 2022)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión de la glucosa es:

$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6\text{(s)} + 6\ \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 6\ \text{CO}_2\text{(g)} + 6\ \text{H}_2\text{O(g)}$$

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

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

$$= 6\ \Delta_\text{f}H°(\text{H}_2\text{O}) + 6\ \Delta_\text{f}H°(\text{CO}_2) - \Delta_\text{f}H°(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) =$$

$$= \left(6\ \text{mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-284{,}67\ \text{kJ}}{\text{mol H}_2\text{O}}\right) + \left(6\ \text{mol CO}_2 \cdot \frac{-393{,}5\ \text{kJ}}{\text{mol CO}_2}\right) - \left(1\ \text{mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot \frac{-1.274\ \text{kJ}}{\text{mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}\right)$$

Se obtiene, $\Delta H° = -2.795$ kJ mol^{-1}.

La cantidad energía que necesita diariamente dicha persona es:

$$75{,}0\ \text{kg} \cdot \frac{115\ \text{kJ}}{1\ \text{kg}} = 8{,}63 \cdot 10^3\ \text{kJ}$$

La cantidad equivalente de $C_6H_{12}O_6$ que se debe quemar para suministrar esa energía al organismo es:

$$8{,}63 \cdot 10^3\ \text{kJ} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_6H_{12}O_6}{2.795\ \text{kJ}} \cdot \frac{180{,}0\ \text{g}\ C_6H_{12}O_6}{1\ \text{mol}\ C_6H_{12}O_6} = 556\ \text{g}\ C_6H_{12}O_6$$

1.63. El etino, C_2H_2, también llamado acetileno, es el alquino más sencillo que existe. Se utiliza en equipos de soldadura para unir piezas metálicas a la temperatura de fusión de estas (aproximadamente unos 3.200 °C), mediante el calor que genera la llama formada por la combustión del acetileno con el oxígeno del aire.
a) Escriba y ajuste la reacción de combustión del acetileno gaseoso (suponiendo que en la reacción de combustión se forma agua en estado líquido y dióxido de carbono en estado gaseoso).
b) ¿Qué cantidad de calor es desprenderá al quemar 100 L de acetileno con 500 L de oxígeno, medidos ambos gases a 1,00 atm y 298 K?
c) Calcule la entalpía estándar de formación del acetileno gaseoso a 298 K.
(Datos. Entalpía estándar de combustión del C_2H_2 a 298 K (por mol de sustancia que se quema): $\Delta_c H°$ (kJ mol^{-1}) = –1.299,6 kJ mol^{-1}.
Entalpías estándar de formación a 298 K: $\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1}): $CO_2(g)$ = –393,8; $H_2O(l)$ = –285,8).
(Baleares 2022)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de combustión del acetileno es:

$$C_2H_2(g) + \frac{5}{2}\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + H_2O(l)$$

b) Suponiendo comportamiento ideal, el número de moles de cada gas es:

$$n = \frac{1{,}00\ \text{atm} \cdot 100\ \text{L}\ C_2H_2}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 298\ \text{K}} = 4{,}09\ \text{mol}\ C_2H_2$$

$$n = \frac{1{,}00\ \text{atm} \cdot 500\ \text{L}\ O_2}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 298\ \text{K}} = 20{,}4\ \text{mol}\ O_2$$

Al existir cantidades de los dos reactivos es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. Las cantidades de cada uno de ellos son

$$\frac{20{,}4\ \text{mol}\ O_2}{4{,}09\ \text{mol}\ C_2H_2} = 4{,}99$$

Como la relación molar en la que se encuentran ambos reactivos es mayor que 5/2, quiere decir que sobra O_2, por lo que el C_2H_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de calor generado.

Relacionando C_2H_2 con la entalpía de combustión se obtiene el calor desprendido:

$$4{,}09\ \text{mol}\ C_2H_2 \cdot \frac{-1.299{,}6\ \text{kJ}}{1\ \text{mol}\ C_2H_2} = -5{,}32 \cdot 10^3\ \text{kJ}$$

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

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

$$= \Delta_f H°(H_2O) + 2\ \Delta_f H°(CO_2) - \Delta_f H°(C_2H_2)$$

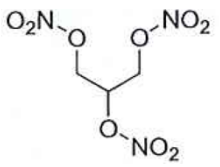
$$\left(1\ \text{mol}\ C_2H_2 \cdot \frac{-1.299{,}6\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_2H_2}\right) = \left(1\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-285{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\right) + \left(2\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{-393{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO_2}\right) - \Delta_f H°(C_2H_2)$$

Se obtiene, $\Delta_f H°(C_2H_2) = 226{,}2$ kJ mol^{-1}.

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

(En Baleares 2002 se pregunta solo el apartado c) y los datos que se aportan están kcal).

1.64. La dinamita, uno de los explosivos más conocidos en la cultura popular, debe su existencia al químico sueco Alfred Nobel, quien, en la década de 1860, inventó y patentó este explosivo compuesto esencialmente por: nitroglicerina ($C_3H_5N_3O_9$, ver fórmula a la derecha de la página), un absorbente, un cable eléctrico y un detonador, inicialmente de fulminato de mercurio, $Hg(CNO)_2$. Este explosivo se confunde habitualmente con el trinitrotolueno o TNT, debido a dibujos animados tales como "El Coyote y el Correcaminos", donde el mamífero emplea indistintamente ambos explosivos en su empeño de atrapar al ave.



La detonación de la nitroglicerina se convierte en onda de choque supersónica, que se origina gracias a la energía de las reacciones químicas que ocurren. Por eso, este explosivo se puede emplear en obra civil, minería, etc., para la retirada de grandes cantidades de material. La reacción que se produce en el detonador viene dada por:

$$2\ Hg(CNO)_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + N_2(g) + Hg(g) + Hg(CN)_2(g)$$

Mientras que la se produce en el propio explosivo sería:

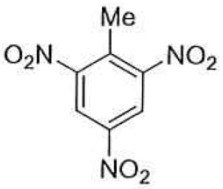
$$4\ C_3H_5N_3O_9(l) \rightarrow 12\ CO_2(g) + 10\ H_2O(g) + 6\ N_2(g) + O_2(g) \qquad \Delta_r H° = -5.700\ kJ,\ 25\ °C$$

a) Sabiendo que la entalpía de formación del fulminato de mercurio es de 941,0 kJ/kg, calcule la entalpía de la reacción que se produce en el detonador.

b) Escriba la reacción de formación de la nitroglicerina a partir de sus elementos en estado natural, y calcule su entalpía de formación.

c) Calcule cuánta energía se desprende cuando el Coyote detona 20 cartuchos de dinamita que contienen, aproximadamente, 190 g de nitroglicerina cada uno.

El explosivo trinitrotolueno, también empleado por el Coyote, fue fabricado por el químico alemán J.B.F.A. Wilbrand en 1863. La síntesis de ambos explosivos (dinamita y TNT) es similar, al utilizar una mezcla sulfonítrica (compuesta de ácido sulfúrico y ácido nítrico) que permite "nitrar" la glicerina y el tolueno, respectivamente. La reacción explosiva propuesta para este segundo explosivo (2,4,6-trinitrotolueno, TNT, $C_7H_5N_3O_6$,) es la siguiente:



$$C_7H_5N_3O_6(s) \rightarrow 6\ CO(g) + \frac{5}{2}\ H_2(g) + \frac{3}{2}\ N_2(g) + C(g)$$

d) Al analizar la composición de los gases generados tras la reacción, se observa, entre otros gases, un 70,5 % CO y un 19,9 % N_2. ¿Estaría este resultado de acuerdo con la reacción propuesta?

e) ¿Cuánta cantidad de TNT deberá utilizar el Coyote para igualar la energía de la detonación de los 20 cartuchos de dinamita?

(Datos. Entalpías de formación, $\Delta_f H°$: $C(g) = 717,0\ kJ\ mol^{-1}$; $CO(g) = -110,1\ kJ\ mol^{-1}$; $CO_2(g) = -94,10\ kcal\ mol^{-1}$; $H_2O(g) = -57,80\ kcal\ mol^{-1}$; $Hg(g) = 14,60\ kcal\ mol^{-1}$; $Hg(CN)_2(g) = -35,60\ kcal\ mol^{-1}$; $TNT(s) = -16,00\ kcal\ mol^{-1}$; $N_2(g) = 0\ kcal\ mol^{-1}$).

(País Vasco 2022)

Expresando todos los valores de entalpías propuestos en kJ mol^{-1}:

$$\Delta_f H°\ (Hg(CNO)_2) = 941,0 \frac{kJ}{kg} \cdot \frac{1\ kg}{10^3\ g} \cdot \frac{284,6\ g}{1\ mol} = 267,8\ kJ\ mol^{-1}$$

$$\Delta_f H°\ (CO_2) = -94,10 \frac{kcal}{mol} \cdot \frac{4,184\ kJ}{1\ kcal} = -393,7\ kJ\ mol^{-1}$$

$$\Delta_f H°\ (H_2O) = -57,80 \frac{kcal}{mol} \cdot \frac{4,184\ kJ}{1\ kcal} = -241,8\ kJ\ mol^{-1}$$

$$\Delta_f H°\ (Hg) = 14,60 \frac{kcal}{mol} \cdot \frac{4,184\ kJ}{1\ kcal} = 61,09\ kJ\ mol^{-1}$$

$$\Delta_f H°\ (Hg(CN)_2) = -35,60 \frac{kcal}{mol} \cdot \frac{4,184\ kJ}{1\ kcal} = -149,0\ kJ\ mol^{-1}$$

$$\Delta_f H^\circ\ (\text{TNT}) = -16{,}00\ \frac{\text{kcal}}{\text{mol}} \cdot \frac{4{,}184\ \text{kJ}}{1\ \text{kcal}} = -66{,}94\ \text{kJ mol}^{-1}$$

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

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

$$= \Delta_f H^\circ(\text{Hg(CN)}_2) + \Delta_f H^\circ(\text{Hg}) + 2\,\Delta_f H^\circ(\text{CO}_2) - 2\,\Delta_f H^\circ(\text{Hg(CNO)}_2) =$$

$$= \left(1\ \text{mol Hg(CN)}_2 \cdot \frac{-149{,}0\ \text{kJ}}{\text{mol Hg(CN)}_2}\right) + \left(1\ \text{mol Hg} \cdot \frac{61{,}09\ \text{kJ}}{\text{mol Hg}}\right) + \left(2\ \text{mol CO}_2 \cdot \frac{-393{,}7\ \text{kJ}}{\text{mol CO}_2}\right) -$$

$$- \left(2\ \text{mol Hg(CNO)}_2 \cdot \frac{267{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol Hg(CNO)}_2}\right) = -1.411\ \text{kJ mol}^{-1}$$

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H^\circ$ del $N_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

b) De acuerdo con el concepto de entalpía de formación, la ecuación química ajustada correspondiente a la formación de la nitroglicerina, $C_3H_5N_3O_9(l)$, es

$$3\ \text{C(s)} + \frac{5}{2}\ \text{H}_2\text{(g)} + \frac{3}{2}\ \text{N}_2\text{(g)} + \frac{9}{2}\ \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9\text{(l)}$$

Conocida la entalpía asociada al proceso de detonación de la nitroglicerina ($C_3H_5N_3O_9$) puede calcularse su entalpía de formación:

$$\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9\text{(l)} \rightarrow 12\ \text{CO}_2\text{(g)} + 10\ \text{H}_2\text{O(g)} + 6\ \text{N}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \qquad \Delta_f H^\circ = -5.700\ \text{kJ, 25 °C}$$

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

$$\Delta H^\circ = 12\,\Delta_f H^\circ(\text{CO}_2) + 10\,\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) - 4\,\Delta_f H^\circ(\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9)$$

Teniendo en cuenta el calor desprendido en la detonación de la nitroglicerina puede obtenerse su entalpía de formación:

$$-5.700\ \text{kJ} = \left(12\ \text{mol CO}_2 \cdot \frac{-393{,}7\ \text{kJ}}{\text{mol CO}_2}\right) + \left(10\ \text{mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-241{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol H}_2\text{O}}\right) - (4\ \text{mol Nitro} \cdot \Delta_f H^\circ(\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9)$$

Se obtiene, $\Delta_f H^\circ(\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9) = -360{,}6\ \text{kJ mol}^{-1}$.

No se tienen en cuenta los valores de $\Delta_f H^\circ$ del $N_2(g)$ y $O_2(g)$, ya que, por convenio, son nulos.

c) El calor desprendido en la detonación de los 20 cartuchos de dinamita es:

$$20\ \text{cartuchos dinamita} \cdot \frac{190\ \text{g C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9}{1\ \text{cartucho dinamita}} \cdot \frac{1\ \text{mol C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9}{227\ \text{g C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9} \cdot \frac{-5.700\ \text{kJ}}{4\ \text{mol C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9} = -2{,}39 \cdot 10^4\ \text{kJ}$$

d) De acuerdo con la ecuación química correspondiente a la reacción de detonación de un mol de TNT:

$$\text{C}_7\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_6\text{(s)} \rightarrow 6\ \text{CO(g)} + \frac{5}{2}\ \text{H}_2\text{(g)} + \frac{3}{2}\ \text{N}_2\text{(g)} + \text{C(g)}$$

la masa de los gases liberados en la misma es:

$$\left.\begin{array}{l} 6\ \text{mol CO} \cdot \dfrac{28{,}0\ \text{g CO}}{1\ \text{mol CO}} = 168\ \text{g CO} \\ \dfrac{5}{2}\ \text{mol H}_2 \cdot \dfrac{2{,}00\ \text{g H}_2}{1\ \text{mol H}_2} = 5{,}00\ \text{g H}_2 \\ \dfrac{3}{2}\ \text{mol N}_2 \cdot \dfrac{28{,}0\ \text{g N}_2}{1\ \text{mol N}_2} = 42{,}0\ \text{g N}_2 \\ 1\ \text{mol C} \cdot \dfrac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}} = 12{,}0\ \text{g C} \end{array}\right\} \rightarrow \quad m_{\text{total}} = 227\ \text{g}$$

Expresadas en forma de porcentaje en masa:

$$\frac{168\ \text{g CO}}{227\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 74{,}0\ \%\ \text{CO} \qquad \frac{42{,}0\ \text{g N}_2}{227\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 18{,}5\ \%\ \text{N}_2$$

Valores que no concuerdan con los propuestos.

e) La variación de entalpía asociada al proceso de detonación del TNT puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta H° = 6\ \Delta_f H°(\text{CO}) + \Delta_f H°(\text{C}) - \Delta_f H°(\text{TNT}) =$$

$$= \left(6\ \text{mol CO} \cdot \frac{-110{,}1\ \text{kJ}}{\text{mol CO}}\right) + \left(1\ \text{mol C} \cdot \frac{717{,}0\ \text{kJ}}{\text{mol C}}\right) - \left(1\ \text{mol TNT} \cdot \frac{-66{,}94\ \text{kJ}}{\text{mol TNT}}\right) = 123{,}3\ \text{kJ mol}^{-1}$$

No se tienen en cuenta los valores de $\Delta_f H°$ del $H_2(g)$ y $N_2(g)$, ya que, por convenio, son nulos.

De acuerdo con el valor absurdo que se obtiene para la entalpía de la reacción, se debe suponer que la reacción propuesta para la detonación del TNT es incorrecta, ya que se debería formar $H_2O(g)$ en lugar de $H_2(g)$.

1.65. Los cohetes aeroespaciales se basan en el efecto jet, y son los únicos propulsores que permiten impulsar dispositivos hasta alturas máximas superiores al límite de la atmósfera. El mecanismo teórico de funcionamiento de un cohete depende de numerosos factores, pero de modo simplificado se puede considerar que una variable clave es la cantidad de energía calorífica generada por unidad de masa del combustible cargado en el cohete antes del lanzamiento.



Debido a que su funcionamiento se realiza en condiciones predominantes de ausencia de aire, los cohetes tienen que incorporar en su masa la carga del oxígeno necesario para la reacción con el combustible. Es decir, los cohetes aeroespaciales contienen conjuntamente el combustible y el oxidante; consideraremos como simplificación que el oxidante es oxígeno molecular.

Sin embargo, el uso de combustibles en otras aplicaciones tales como las realizadas a nivel del suelo no requieren del transporte de oxígeno molecular, porque este reactivo se encuentra disponible en el aire. En condiciones de nivel del suelo, se considera que los mejores combustibles son los que aportan mayor cantidad de energía calorífica por unidad de masa del propio combustible.

Está previsto diseñar un cohete en base a elementos químicos como combustibles, y se ha pensado en estudiar la idoneidad de los siguientes cuatro combustibles elementales: hidrógeno, boro, carbono (grafito) y aluminio.

Considerando sus conocimientos de Química y los datos termodinámicos disponibles al final del enunciado:

a) Calcule cuantitativamente las posibilidades de cada uno de los cuatro elementos químicos mencionados para su uso como combustible para cohetes aeroespaciales, ordenándolos de peor a mejor.

b) Calcule cuantitativamente las posibilidades de cada uno de los cuatro elementos químicos para su uso como combustible para vehículos que funcionen a nivel del suelo con sistema de propulsión basado en combustión, ordenándolos de peor a mejor.

Se pueden utilizar también sustancias químicas como combustibles. En el diseño del cohete que estamos pensando en construir, disponemos de combustibles moleculares tales como: diborano, B_2H_6, hidrazina, N_2H_4, y metano, CH_4. De nuevo, son potenciales combustibles para cohetes, pero también para vehículos terrestres, y queremos saber cuál es el mejor para cada una de las dos aplicaciones.

c) Explique cuantitativamente cómo decidir la preferencia de uso de los mencionados combustibles moleculares para combustibles de cohetes. ¿Cuál es el mejor para cohetes aeroespaciales?

d) Detalle, también cuantitativamente, la idoneidad de cada una de las mencionadas moléculas como combustibles para vehículos terrestres.

Datos. $\Delta_f H°$: $B_2H_6(g) = 7{,}50$ kcal mol^{-1}; $CH_4(g) = -74{,}78$ kJ mol^{-1}; $N_2H_4(g) = 23{,}31$ kcal mol^{-1}.

$H_2(g) + ½\ O_2(g) \rightarrow H_2O(g)$ $\quad \Delta H° = -57{,}8$ kcal mol^{-1}

$2\ B(s) + 3/2\ O_2(g) \rightarrow B_2O_3(s)$ $\quad \Delta H° = -30{,}2$ kcal mol^{-1}

$C(\text{grafito}) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\quad \Delta H° = -94{,}05$ kcal mol^{-1}

$2\ Al(s) + 3/2\ O_2(g) \rightarrow Al_2O_3(s)$ $\quad \Delta H° = -1.673{,}25$ kJ mol^{-1}

(País Vasco 2023)

▪ Teniendo en cuenta la entalpía de combustión del hidrógeno, su poder calorífico expresado en kJ g^{-1} es:

$$\frac{-57{,}8\ \text{kcal}}{\text{mol}\ H_2}\cdot\frac{4{,}18\ \text{kJ}}{1\ \text{kcal}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ H_2}{2{,}00\ \text{g}\ H_2}=-121\ \text{kJ g}^{-1}$$

▪ Teniendo en cuenta la entalpía de combustión del boro, su poder calorífico expresado en kJ g^{-1} es:

$$\frac{-30{,}2\ \text{kcal}}{2\ \text{mol B}}\cdot\frac{4{,}18\ \text{kJ}}{1\ \text{kcal}}\cdot\frac{1\ \text{mol B}}{10{,}8\ \text{g B}}=-5{,}84\ \text{kJ g}^{-1}$$

▪ Teniendo en cuenta la entalpía de combustión del grafito, su poder calorífico expresado en kJ g^{-1} es:

$$\frac{-94{,}05\ \text{kcal}}{\text{mol C}}\cdot\frac{4{,}18\ \text{kJ}}{1\ \text{kcal}}\cdot\frac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}}=-32{,}8\ \text{kJ g}^{-1}$$

▪ Teniendo en cuenta la entalpía de combustión del boro, su poder calorífico expresado en kJ g^{-1} es:

$$\frac{-1.673{,}25\ \text{kJ}}{2\ \text{mol Al}}\cdot\frac{1\ \text{mol Al}}{27{,}0\ \text{g Al}}=-31{,}0\ \text{kJ g}^{-1}$$

a) Considerando estos elementos como combustibles aeroespaciales, hay que tener en cuenta la masa de oxidante (dioxígeno) que se necesita para la combustión de un gramo de cada uno de ellos, ya que en el espacio no se encuentra este elemento y es necesario transportarlo desde la Tierra, con el consiguiente gasto energético que conlleva, por tanto, será mejor combustible el que aporte mayor cantidad de energía por cada gramo de mezcla combustible-oxidante.

▪ Teniendo en cuenta la reacción de combustión del hidrógeno:

$$1\ \text{g}\ H_2\cdot\frac{1\ \text{mol}\ H_2}{2{,}00\ \text{g}\ H_2}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol}\ H_2}\cdot\frac{32{,}0\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2}=8{,}00\ \text{g}\ O_2$$

El poder calorífico de esta mezcla hidrógeno-oxígeno es:

$$\frac{-121\ \text{kJ}}{(1{,}00+8{,}00)\ \text{g mezcla}}=-13{,}4\ \text{kJ g}^{-1}$$

▪ Teniendo en cuenta la reacción de combustión del boro:

$$1\ \text{g B}\cdot\frac{1\ \text{mol B}}{10{,}8\ \text{g B}}\cdot\frac{1{,}5\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol B}}\cdot\frac{32{,}0\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2}=2{,}22\ \text{g}\ O_2$$

El poder calorífico de esta mezcla boro-oxígeno es:

$$\frac{-5{,}84\ \text{kJ}}{(1{,}00+2{,}22)\ \text{g mezcla}}=-1{,}81\ \text{kJ g}^{-1}$$

▪ Teniendo en cuenta la reacción de combustión del grafito:

$$1\ \text{g C}\cdot\frac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ O_2}{1\ \text{mol C}}\cdot\frac{32{,}0\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2}=2{,}67\ \text{g}\ O_2$$

El poder calorífico de esta mezcla grafito-oxígeno es:

$$\frac{-32{,}8\ \text{kJ}}{(1{,}00+2{,}67)\ \text{g mezcla}}=-8{,}95\ \text{kJ g}^{-1}$$

▪ Teniendo en cuenta la reacción de combustión del aluminio:

$$1\ \text{g Al}\cdot\frac{1\ \text{mol Al}}{27{,}0\ \text{g Al}}\cdot\frac{1{,}5\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol Al}}\cdot\frac{32{,}0\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2}=0{,}889\ \text{g}\ O_2$$

El poder calorífico de esta mezcla aluminio-oxígeno es:

$$\frac{-31{,}0\ \text{kJ}}{(1{,}00 + 0{,}889)\ \text{g mezcla}} = -16{,}4\ \text{kJ g}^{-1}$$

Atendiendo a los resultados obtenidos, los elementos propuestos ordenados de peor a mejor combustible aeroespacial son:

$$\text{B}\ (-1{,}81\ \text{kJ g}^{-1}) < \text{C}\ (-8{,}95\ \text{kJ g}^{-1}) < \text{H}\ (-13{,}4\ \text{kJ g}^{-1}) < \text{Al}\ (-16{,}4\ \text{kJ g}^{-1})$$

b) Considerando estos elementos como combustibles a nivel del suelo, no hay que tener en cuenta la masa de oxidante (dioxígeno) que se necesita para la combustión de un gramo de cada uno de ellos, ya que este elemento se encuentra presente en la atmósfera terrestre por tanto, será mejor combustible el que aporte mayor cantidad de energía por cada gramo de combustible.

Atendiendo a los resultados obtenidos al principio, los elementos propuestos ordenados de peor a mejor combustible a nivel del suelo son:

$$\text{B}\ (-5{,}84\ \text{kJ g}^{-1}) < \text{Al}\ (-31{,}0\ \text{kJ g}^{-1}) < \text{C}\ (-32{,}8\ \text{kJ g}^{-1}) < \text{H}\ (-121\ \text{kJ g}^{-1})$$

Respecto a los combustibles moleculares, la ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del diborano es:

$$\text{B}_2\text{H}_6(\text{g}) + 3\ \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{B}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3\ \text{H}_2\text{O}(\text{g})$$

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

$$\Delta H^\circ = \Sigma\ \nu_\text{p}\ \Delta_\text{f}H^\circ(\text{productos}) - \Sigma\ \nu_\text{r}\ \Delta_\text{f}H^\circ(\text{reactivos}) =$$

$$= 3\ \Delta_\text{f}H^\circ(\text{H}_2\text{O}) + \Delta_\text{f}H^\circ(\text{B}_2\text{O}_3) - \Delta_\text{f}H^\circ(\text{B}_2\text{H}_6) =$$

$$= \left(3\ \text{mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-57{,}8\ \text{kcal}}{\text{mol H}_2\text{O}}\right) + \left(1\ \text{mol B}_2\text{O}_3 \cdot \frac{-30{,}2\ \text{kcal}}{\text{mol B}_2\text{O}_3}\right) - \left(1\ \text{mol B}_2\text{H}_6 \cdot \frac{7{,}50\ \text{kcal}}{\text{mol B}_2\text{H}_6}\right) = -196\ \text{kcal mol}^{-1}$$

Su poder calorífico expresado en kJ g^{-1} es:

$$\frac{-196\ \text{kcal}}{\text{mol B}_2\text{H}_6} \cdot \frac{4{,}18\ \text{kJ}}{1\ \text{kcal}} \cdot \frac{1\ \text{mol B}_2\text{H}_6}{27{,}6\ \text{g B}_2\text{H}_6} = -29{,}7\ \text{kJ g}^{-1}$$

▪ La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión de la hidracina es:

$$\text{N}_2\text{H}_4(\text{g}) + 3\ \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 2\ \text{H}_2\text{O}(\text{g})$$

La variación de entalpía asociada al proceso es:

$$\Delta H^\circ = 2\ \Delta_\text{f}H^\circ(\text{H}_2\text{O}) - \Delta_\text{f}H^\circ(\text{N}_2\text{H}_4) =$$

$$= \left(2\ \text{mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-57{,}8\ \text{kcal}}{\text{mol H}_2\text{O}}\right) - \left(1\ \text{mol N}_2\text{H}_4 \cdot \frac{23{,}31\ \text{kcal}}{\text{mol N}_2\text{H}_4}\right) = -92{,}3\ \text{kcal mol}^{-1}$$

Su poder calorífico expresado en kJ g^{-1} es:

$$\frac{-92{,}3\ \text{kcal}}{\text{mol N}_2\text{H}_4} \cdot \frac{4{,}18\ \text{kJ}}{1\ \text{kcal}} \cdot \frac{1\ \text{mol N}_2\text{H}_4}{32{,}0\ \text{g N}_2\text{H}_4} = -12{,}1\ \text{kJ g}^{-1}$$

▪ La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del metano es:

$$\text{CH}_4(\text{g}) + 2\ \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{s}) + 2\ \text{H}_2\text{O}(\text{g})$$

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

$$\Delta H^\circ = \Sigma\ \nu_\text{p}\ \Delta_\text{f}H^\circ(\text{productos}) - \Sigma\ \nu_\text{r}\ \Delta_\text{f}H^\circ(\text{reactivos}) =$$

$$= 2\ \Delta_\text{f}H^\circ(\text{H}_2\text{O}) + \Delta_\text{f}H^\circ(\text{CO}_2) - \Delta_\text{f}H^\circ(\text{CH}_4) =$$

$$= \left(2\ \text{mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-57{,}8\ \text{kcal}}{\text{mol H}_2\text{O}}\right) + \left(1\ \text{mol CO}_2 \cdot \frac{-94{,}05\ \text{kcal}}{\text{mol CO}_2}\right) - \left(1\ \text{mol CH}_4 \cdot \frac{-74{,}78\ \text{kJ}}{\text{mol CH}_4} \cdot \frac{1\ \text{kcal}}{4{,}18\ \text{kJ}}\right) =$$

$$= -192\ \text{kcal mol}^{-1}$$

Su poder calorífico expresado en kJ g^{-1} es:

$$\frac{-192\ \text{kcal}}{\text{mol}\ CH_4}\cdot\frac{4{,}18\ \text{kJ}}{1\ \text{kcal}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ CH_4}{27{,}6\ \text{g}\ CH_4}=-50{,}1\ \text{kJ g}^{-1}$$

No se tienen en cuenta los valores de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ y $N_2(g)$ ya que, por convenio, son nulos.

c) Considerando estos compuestos moleculares como combustibles aeroespaciales, hay que tener en cuenta la masa de oxidante (dioxígeno) que se necesita para la combustión de un gramo de cada uno de ellos, ya que en el espacio no se encuentra este elemento y es necesario transportarlo desde la Tierra, con el consiguiente gasto energético que conlleva, por tanto, será mejor combustible el que aporte mayor cantidad de energía por cada gramo de mezcla combustible-oxidante.

▪ Teniendo en cuenta la reacción de combustión del diborano:

$$1\ \text{g}\ B_2H_6\cdot\frac{1\ \text{mol}\ B_2H_6}{27{,}6\ \text{g}\ B_2H_6}\cdot\frac{3\ \text{mol}\ O_2}{1\ \text{mol}\ B_2H_6}\cdot\frac{32{,}0\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2}=3{,}48\ \text{g}\ O_2$$

El poder calorífico de esta mezcla diborano-oxígeno es:

$$\frac{-29{,}7\ \text{kJ}}{(1{,}00+3{,}48)\ \text{g mezcla}}=-6{,}63\ \text{kJ g}^{-1}$$

▪ Teniendo en cuenta la reacción de combustión de la hidracina:

$$1\ \text{g}\ N_2H_4\cdot\frac{1\ \text{mol}\ N_2H_4}{32{,}0\ \text{g}\ N_2H_4}\cdot\frac{2\ \text{mol}\ O_2}{1\ \text{mol}\ N_2H_4}\cdot\frac{32{,}0\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2}=2{,}00\ \text{g}\ O_2$$

El poder calorífico de esta mezcla hidracina -oxígeno es:

$$\frac{-12{,}1\ \text{kJ}}{(1{,}00+2{,}00)\ \text{g mezcla}}=-4{,}03\ \text{kJ g}^{-1}$$

▪ Teniendo en cuenta la reacción de combustión del metano:

$$1\ \text{g}\ CH_4\cdot\frac{1\ \text{mol}\ CH_4}{12{,}0\ \text{g}\ CH_4}\cdot\frac{2\ \text{mol}\ O_2}{1\ \text{mol}\ CH_4}\cdot\frac{32{,}0\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2}=5{,}33\ \text{g}\ O_2$$

El poder calorífico de esta mezcla metano-oxígeno es:

$$\frac{-50{,}1\ \text{kJ}}{(1{,}00+5{,}33)\ \text{g mezcla}}=-7{,}91\ \text{kJ g}^{-1}$$

Atendiendo a los resultados obtenidos, los compuestos moleculares propuestos ordenados de peor a mejor combustible aeroespacial son:

$$N_2H_4\ (-4{,}03\ \text{kJ g}^{-1}) < B_2H_6\ (-6{,}63\ \text{kJ g}^{-1}) < CH_4\ (-7{,}91\ \text{kJ g}^{-1})$$

d) Considerando estos compuestos moleculares como combustibles a nivel del suelo, no hay que tener en cuenta la masa de oxidante (dioxígeno) que se necesita para la combustión de un gramo de cada uno de ellos, ya que este elemento se encuentra presente en la atmósfera terrestre por tanto, será mejor combustible el que aporte mayor cantidad de energía por cada gramo de combustible.

Atendiendo a los resultados obtenidos al principio de este apartado, los compuestos moleculares propuestos ordenados de peor a mejor combustible a nivel del suelo son:

$$N_2H_4\ (-12{,}1\ \text{kJ g}^{-1}) < B_2H_6\ (-29{,}7\ \text{kJ g}^{-1}) < CH_4\ (-50{,}1\ \text{kJ g}^{-1})$$

2. CALORIMETRÍA

2.1. La "reacción de la termita" produce hierro por reducción del trióxido de dihierro con aluminio. Sabiendo que el calor de formación del óxido de aluminio es –400 kcal mol^{-1} y el del trióxido de dihierro –200 kcal mol^{-1}, calcule:
a) El calor liberado en la fabricación de 1,00 kg de hierro por la reacción de la termita.
b) ¿Cuántos gramos de agua podrían calentarse de 0 °C a 100 °C utilizando el calor liberado al formarse un mol de óxido de aluminio por la reacción de la termita?
(Dato. Calor específico del agua = 1,00 cal g^{-1} °C^{-1}).

(Castilla y León 2000)

a) La ecuación química correspondiente a la reacción de la termita es:

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

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

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

$$= \Delta_f H°(Al_2O_3) - \Delta_f H°(Fe_2O_3) =$$

$$= \left(1\ \text{mol}\ Al_2O_3 \cdot \frac{-400\ \text{kcal}}{\text{mol}\ Al_2O_3}\right) - \left(1\ \text{mol}\ Fe_2O_3 \cdot \frac{-200\ \text{kcal}}{\text{mol}\ Fe_2O_3}\right) = -200\ \text{kcal mol}^{-1}$$

No se tienen en cuenta los valores de $\Delta_f H°$ del Al(s) y Fe(s) ya que, por convenio, son nulos.

Relacionando la entalpía de reacción con la cantidad de sustancia se obtiene el calor desprendido en el proceso:

$$1{,}00\ \text{kg Fe} \cdot \frac{10^3\ \text{g Fe}}{1\ \text{kg Fe}} \cdot \frac{1\ \text{mol Fe}}{55{,}8\ \text{g Fe}} \cdot \frac{-200\ \text{kcal}}{2\ \text{mol Fe}} = -1{,}79 \cdot 10^3\ \text{kcal}$$

b) Considerando que el calentamiento del agua tiene lugar en un sistema aislado en el que no entra ni sale calor, $Q_{\text{sistema}} = 0$:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{H_2O} + Q_{\text{reacción}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} Q_{H_2O} = \text{calor absorbido por el agua} \\ Q_{\text{reacción}} = \text{calor cedido en la reacción} \end{cases}$$

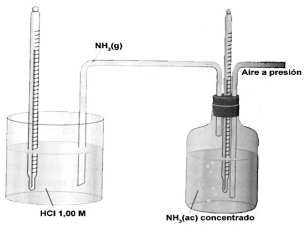
$$(m_{H_2O}\ C_{H_2O}\ \Delta T) + (n_{Al}\ \Delta H°) = 0$$

$$\left(m_{H_2O} \cdot 1{,}00\ \frac{\text{cal}}{\text{g °C}} \cdot (100 - 0)\ °\text{C}\right) + \left(1\ \text{mol}\ Al_2O_3 \cdot \frac{-200\ \text{kcal}}{\text{mol}\ Al_2O_3} \cdot \frac{10^3\ \text{cal}}{1\ \text{kcal}}\right) = 0$$

Se obtiene, $m_{H_2O} = 2{,}00 \cdot 10^3$ g.

2.2. En una experiencia encaminada a demostrar la ley de Hess se llevó a cabo de dos maneras distintas la reacción:

$NH_3(aq\ conc.) + HCl(aq) \rightarrow NH_4Cl(aq)$



En primer lugar, se añadieron en un calorímetro 8,00 mL de $NH_3(aq)$ concentrado a 100 mL de HCl 1,00 M (hay un ligero exceso de amoniaco). Los reactivos estaban inicialmente a 23,8 °C y la temperatura final, después de la reacción, fue de 35,8 °C.
En el segundo procedimiento, que se muestra parcialmente en la figura, se burbujeó aire a través de 100 mL de $NH_3(aq\ conc.)$ para desplazar el $NH_3(g)$. Este se hizo burbujear en 100 mL de HCl(aq) 1,00 M. La temperatura del amoniaco concentrado descendió de 19,3 °C a 13,2 °C. Al mismo tiempo, la temperatura del HCl(aq) 1,00 M se elevó de 23,8 °C a 42,9 °C cuando finalizó la reacción con el $NH_3(g)$.
a) Escriba las dos ecuaciones y calcule los valores de ΔH para los procesos del segundo procedimiento.
b) Demuestre que, dentro de los límites del error experimental, ΔH para la reacción neta tiene el mismo valor en las dos experiencias, confirmándose con ello la ley de Hess.
(Datos. Suponga que todas las disoluciones tienen el mismo calor específico = 4,18 J g^{-1} °C^{-1} y densidad = 1,00 g mL^{-1}).

(Extremadura 2003)

a) ▪ Procedimiento experimental 1

Considerando que el proceso tiene lugar en un sistema aislado, $Q_{\text{sistema}} = 0$, se puede escribir el siguiente balance de energía:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{\text{H}_2\text{O}} + Q_1 = 0 \quad \rightarrow \quad \begin{cases} Q_{\text{H}_2\text{O}} = \text{calor absorbido por las disoluciones} \\ Q_1 = \text{calor desprendido en la reacción} \end{cases}$$

$$(m_{\text{H}_2\text{O}}\, C_{\text{H}_2\text{O}}\, \Delta T) + Q_1 = 0$$

Sustituyendo:

$$Q_1 = -\left((100 + 8{,}00)\ \text{mL H}_2\text{O} \cdot \frac{1{,}00\ \text{g H}_2\text{O}}{1\ \text{mL H}_2\text{O}}\right) \cdot (4{,}18\ \text{J g}^{-1}\ \text{°C}^{-1}) \cdot (35{,}8 - 23{,}8)\text{°C} = -5{,}42{\cdot}10^3\ \text{J}$$

Relacionando el calor desprendido con la cantidad de HCl consumido se obtiene la variación de entalpía del proceso:

$$\frac{-5{,}42{\cdot}10^3\ \text{J}}{100\ \text{mL HCl 1,00 M}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL HCl 1,00 M}}{1\ \text{L HCl 1,00 M}} \cdot \frac{1\ \text{L HCl 1,00 M}}{1{,}00\ \text{mol HCl}} \cdot \frac{1\ \text{kJ}}{10^3\ \text{J}} = -54{,}2\ \text{kJ mol}^{-1}$$

▪ Procedimiento experimental 2

Considerando que el proceso tiene lugar en un sistema aislado, $Q_{\text{sistema}} = 0$, se puede escribir el siguiente balance de energía:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{\text{NH}_3} + Q_{\text{HCl}} + Q_2 = 0 \quad \rightarrow \quad \begin{cases} Q_{\text{NH}_3} = \text{calor desprendido por el NH}_3\text{(aq)} \\ Q_{\text{HCl}} = \text{calor absorbido por el HCl(aq)} \\ Q_2 = \text{calor desprendido en la reacción} \end{cases}$$

donde:

$$Q_{\text{NH}_3} = m\, C\, \Delta T = 100\ \text{mL H}_2\text{O} \cdot \frac{1{,}00\ \text{g H}_2\text{O}}{1\ \text{mL H}_2\text{O}} \cdot (4{,}18\ \text{J g}^{-1}\ \text{°C}^{-1}) \cdot (13{,}2 - 19{,}3)\ \text{°C} = -2{,}55{\cdot}10^3\ \text{J}$$

$$Q_{\text{HCl}} = m'\, C\, \Delta T = 100\ \text{mL H}_2\text{O} \cdot \frac{1{,}00\ \text{g H}_2\text{O}}{1\ \text{mL H}_2\text{O}} \cdot (4{,}18\ \text{J g}^{-1}\ \text{°C}^{-1}) \cdot (42{,}9 - 23{,}8)\ \text{°C} = 7{,}98{\cdot}10^3\ \text{J}$$

Se obtiene:

$$Q_2 = -\left[\left(-2{,}55{\cdot}10^3\ \text{J}\right) + \left(7{,}98{\cdot}10^3\ \text{J}\right)\right] = -5{,}43{\cdot}10^3\ \text{J}$$

Relacionando el calor desprendido con la cantidad de HCl que se consume se obtiene la variación de entalpía del proceso:

$$\Delta H° = \frac{-5{,}43{\cdot}10^3\ \text{J}}{100\ \text{mL HCl 1,00 M}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL HCl 1,00 M}}{1\ \text{L HCl 1,00 M}} \cdot \frac{1\ \text{L HCl 1,00 M}}{1{,}00\ \text{mol HCl}} \cdot \frac{1\ \text{kJ}}{10^3\ \text{J}} = -54{,}3\ \text{kJ mol}^{-1}$$

b) De acuerdo con la ley de Hess (1840) se cumple que:

$$\Delta_1 H = \Delta_2 H$$

Como se observa, el calor liberado en la reacción de neutralización, Q_1, coincide con, Q_2, la suma del calor liberado por la disolución de NH_3 y el calor absorbido por la disolución de HCl.

2.3. La reacción de formación del metanol es:

$C(s) + 2\ H_2(g) + ½\ O_2(g) \rightarrow CH_3OH(l)$

A partir de las ecuaciones químicas siguientes:

$CH_3OH(l) + 3/2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$ $\quad \Delta H° = -725$ kJ

$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\quad \Delta H° = -393$ kJ

$H_2(g) + ½\ O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$ $\quad \Delta H° = -286$ kJ

Calcule:

a) El calor molar de formación del metanol.

b) La masa de hielo, a 0 °C, que puede fundirse con la combustión de 1,00 L de metanol.

(Datos. Densidad del metanol = 0,792 g mL^{-1}; calor latente de fusión del hielo = 334 kJ kg^{-1}).

(Córdoba 2006)

---

a) De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones termoquímicas propuestas se pueden reescribir de forma que sumadas se obtenga la reacción deseada:

$$CO_2(g) + 2\ H_2O(l) \rightarrow CH_3OH(l) + 3/2\ O_2(g) \qquad \Delta H° = 1\ \text{mol} \cdot (725\ \text{kJ mol}^{-1})$$

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

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(l) \qquad \Delta H° = 2\ \text{mol} \cdot (-286\ \text{kJ mol}^{-1})$$

Sumando las ecuaciones anteriores se obtiene:

$$C(s) + 2\ H_2(g) + ½\ O_2(g) \rightarrow CH_3OH(l) \qquad \Delta_f H° = -240\ \text{kJ mol}^{-1}$$

b) Considerando que el proceso tiene lugar en un sistema aislado, $Q_{\text{sistema}} = 0$, se puede escribir el siguiente balance de energía:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{\text{fus}} + Q_c = 0 \quad \rightarrow \quad \begin{cases} Q_{\text{fus}} = \text{calor absorbido por el hielo para fundirse} \\ Q_c = \text{calor desprendido en la combustión} \end{cases}$$

$$(m_{\text{hielo}}\ \Delta_{\text{fus}} H°) + \left(m_{CH_3OH}\ \Delta_c H°\right) = 0$$

La masa de hielo que se funde es:

$$m_{\text{hielo}} = -\frac{1{,}00\ \text{L}\ CH_3OH \cdot \dfrac{10^3\ \text{mL}\ CH_3OH}{1\ \text{L}\ CH_3OH} \cdot \dfrac{0{,}792\ \text{g}\ CH_3OH}{1\ \text{mL}\ CH_3OH} \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ CH_3OH}{32{,}0\ \text{g}\ CH_3OH} \cdot \dfrac{-725\ \text{kJ}}{1\ \text{mol}\ CH_3OH}}{334\ \text{kJ kg}^{-1}} = 53{,}7\ \text{kg}$$

2.4. La dimetilhidracina, $N_2H_2(CH_3)_2$, se utiliza como combustible de cohetes. Cuando reacciona con oxígeno la ecuación termoquímica de la reacción es:

$½\ N_2H_2(CH_3)_2(l) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(g) + ½\ N_2(g)$ $\quad \Delta H° = -901{,}6$ kJ

a) Calcule $\Delta H°$ para las siguientes reacciones:

$N_2H_2(CH_3)_2(l) + 4\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 4\ H_2O(g) + N_2(g)$

$CO_2(g) + 2\ H_2O(g) + ½\ N_2(g) \rightarrow ½\ N_2H_2(CH_3)_2(l) + 2\ O_2(g)$

b) Sabiendo que el calor de vaporización del agua es 44,0 kJ mol^{-1}, calcule $\Delta H°$ para la reacción:

$½\ N_2H_2(CH_3)_2(l) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(l) + ½\ N_2(g)$

c) Los calores de formación (kJ mol^{-1}) del $CO_2(g)$ y $H_2O(g)$ son, respectivamente, –393,5 y –241,8. Calcule $\Delta_f H°$ del $N_2H_2(CH_3)_2(l)$.

d) ¿Cuánto calor se desprende al quemarse en un recipiente abierto 10,0 g de $N_2H_2(CH_3)_2(l)$?

e) La temperatura de un calorímetro aumenta 1,78 °C cuando se absorben 8,55 kJ. Calcule la capacidad calorífica del calorímetro.

f) En el calorímetro del apartado anterior se quema dimetilhidracina a 25 °C. Si la temperatura aumenta hasta 29,55 °C, ¿qué masa de dimetilhidracina se ha quemado?

(Baleares 2006)

---

a) La primera de las reacciones propuestas es la reacción inicial de la que se ha eliminado el coeficiente fraccionario de la dimetilhidracina multiplicando por 2, por lo que la entalpía de dicha reacción es doble de la entalpía dada:

$$\Delta H° = 2 \cdot (-901{,}6\ \text{kJ}) = -1.803\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La segunda de las reacciones propuestas es la reacción inversa a la reacción inicial, por lo que la entalpía de dicha reacción es la misma que esta, pero con signo opuesto, $\Delta H° = 901{,}6\ \text{kJ mol}^{-1}$.

b) Las ecuaciones termoquímicas propuestas son:

$$\tfrac{1}{2}\ N_2H_2(CH_3)_2(l) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(g) + \tfrac{1}{2}\ N_2(g) \qquad \Delta H° = 1\ \text{mol} \cdot (-901{,}6\ \text{kJ mol}^{-1})$$

$$H_2O(l) \rightarrow H_2O(g) \qquad \Delta H° = 1\ \text{mol} \cdot (+44\ \text{kJ mol}^{-1})$$

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

$$\tfrac{1}{2}\ N_2H_2(CH_3)_2(l) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(g) + \tfrac{1}{2}\ N_2(g) \qquad \Delta H° = 1\ \text{mol} \cdot (-901{,}6\ \text{kJ mol}^{-1})$$

$$2\ H_2O(g) \rightarrow 2\ H_2O(l) \qquad \Delta H° = 2\ \text{mol} \cdot (+44{,}0\ \text{kJ mol}^{-1})$$

Sumando ambas ecuaciones se obtiene:

$$\tfrac{1}{2}\ N_2H_2(CH_3)_2(l) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(l) + \tfrac{1}{2}\ N_2(g) \qquad \Delta H° = -990\ \text{kJ mol}^{-1}$$

c) La entalpía de una reacción puede calcularse a partir de las entalpías de formación de productos y reactivos:

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

Para la siguiente ecuación termoquímica:

$$\tfrac{1}{2}\ N_2H_2(CH_3)_2(l) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(g) + \tfrac{1}{2}\ N_2(g) \qquad \Delta H° = -901{,}6\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La variación de entalpía es:

$$\Delta H° = 2\ \Delta_f H°(H_2O) + \Delta_f H°(CO_2) - \tfrac{1}{2}\ \Delta_f H°(N_2H_2(CH_3)_2)$$

$$-901{,}6\ \text{kJ mol}^{-1} = \left(2\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-241{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\right) + \left(1\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{-393{,}5\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO_2}\right) - \left(\frac{1}{2} \cdot \Delta_f H°(N_2H_2(CH_3)_2)\right)$$

Se obtiene, $\Delta_f H°(N_2H_2(CH_3)_2) = -49{,}00\ \text{kJ mol}^{-1}$.

No se tienen en cuenta los valores de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ y del $N_2(g)$ ya que, por convenio, ambos son nulos.

d) Relacionando la masa de dimetilhidracina y la entalpía de reacción:

$$10{,}0\ \text{g}\ N_2H_2(CH_3)_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ N_2H_2(CH_3)_2}{60{,}0\ \text{g}\ N_2H_2(CH_3)_2} \cdot \frac{-1.803\ \text{kJ}}{1\ \text{mol}\ N_2H_2(CH_3)_2} = -301\ \text{kJ}$$

e) Considerando que el proceso tiene lugar en un sistema aislado, $Q_{\text{sistema}} = 0$, se puede plantear el siguiente balance de energía:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{\text{cal}} + Q_r = 0 \quad \rightarrow \quad \begin{cases} Q_{\text{cal}} = \text{calor absorbido por el calorímetro} \\ Q_r = \text{calor suministrado por la reacción} \end{cases}$$

$$(k_{\text{cal}}\ \Delta T) + Q_r = 0$$

El valor de la capacidad calorífica del calorímetro es:

$$k_{\text{cal}} = -\frac{(-8{,}55\ \text{kJ})}{1{,}78\ \text{K}} = 4{,}80\ \text{kJ K}^{-1}$$

e) Haciendo la misma consideración en el calorímetro que en el apartado anterior, se cumple que:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{\text{cal}} + Q_r = 0 \quad \rightarrow \quad \begin{cases} Q_{\text{cal}} = \text{calor absorbido por el calorímetro} \\ Q_r = \text{calor suministrado por la reacción} \end{cases}$$

Sustituyendo:

$$[(4{,}80\ \text{kJ K}^{-1}) \cdot (29{,}55 - 25)]\ \text{K} + \left(m\ \text{g}\ N_2H_2(CH_3)_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ N_2H_2(CH_3)_2}{60{,}0\ \text{g}\ N_2H_2(CH_3)_2} \cdot \frac{-1.803\ \text{kJ}}{1\ \text{mol}\ N_2H_2(CH_3)_2}\right) = 0$$

Se obtiene, $m = 0{,}727\ \text{g}\ N_2H_2(CH_3)_2$.

2.5. Calcule el calor de formación del amoniaco si se sabe que la reacción entre el hidrógeno y el nitrógeno para dar este compuesto es exotérmica y que el calor desprendido en la reacción de obtención de un litro de amoniaco a 25 °C y 1 atm, aumenta 1,3 °C la temperatura de 0,50 kg de agua. (Dato. Calor específico del agua = 4,18 J g^{-1} K^{-1}).

(Baleares 2008)

Se trata de determinar la entalpía de siguiente reacción:

$$½\ N_2(g) + 3/2\ H_2(g) \rightarrow NH_3(g)$$

Considerando que el proceso tiene lugar en un sistema aislado, $Q_{sistema} = 0$, se puede plantear el siguiente balance de energía:

$$Q_{sistema} = Q_{H_2O} + Q_r = 0 \quad \rightarrow \quad \begin{cases} Q_{H_2O} = \text{calor absorbido por el agua} \\ Q_r = \text{calor desprendido en la reacción} \end{cases}$$

Sustituyendo:

$$(m_{H_2O}\ C_{H_2O}\ \Delta T) + Q_r = 0$$

$$Q_r = -\left(0{,}50\ \text{kg}\ H_2O \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{kg}\ H_2O} \cdot (4{,}18\ \text{J}\ \text{g}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 1{,}3\ \text{K}\right) = -2{,}7{\cdot}10^3\ \text{J}$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas es:

$$n = \frac{1\ \text{atm} \cdot 1{,}0\ \text{L}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} = 4{,}1{\cdot}10^{-2}\ \text{mol}\ NH_3$$

Relacionando el calor desprendido con el número de moles de NH_3 se obtiene la entalpía de formación:

$$\Delta_f H° = \frac{-2{,}7{\cdot}10^3\ \text{J}}{4{,}1{\cdot}10^{-2}\ \text{mol}\ NH_3} \cdot \frac{1\ \text{kJ}}{10^3\ \text{J}} = -66\ \text{kJ mol}^{-1}$$

2.6. Se desean calentar 50,00 mL de agua de 18,0 °C a 23,0 °C. Para ello solo se dispone de un mechero que funciona con etanol. En la farmacia se puede conseguir etanol al 96,0 % en volumen. ¿Qué volumen de etanol de 96,0 % es necesario quemar para conseguir nuestro objetivo?
Datos en las condiciones propuestas:
– Cada mol de agua necesita 75,50 J para elevar su temperatura 1 K.
– El calor desprendido en la combustión de 1 mol de etanol puro en estado líquido es 1.368 kJ.
– Solo el 1,00 % del calor de combustión se invierte en aumentar la temperatura del agua.
– El resto se pierde calentando el entorno y transformando el agua presente en el etanol de 96,0 % en vapor de agua.
– La densidad de la disolución de etanol es 0,802 g mL^{-1} y la del agua es 1,000 g mL^{-1}.

(Murcia 2010)

Considerando que el proceso tiene lugar en un sistema aislado, $Q_{sistema} = 0$, se puede plantear el siguiente balance de energía:

$$Q_{sistema} = Q_{H_2O} + Q_r = 0 \quad \rightarrow \quad \begin{cases} Q_{H_2O} = \text{calor absorbido por el agua} \\ Q_r = \text{calor desprendido en la combustión} \end{cases}$$

donde:

$$Q_{H_2O} = m\ C\ \Delta T = 50{,}00\ \text{mL}\ H_2O \cdot \frac{1{,}000\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{mL}\ H_2O} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} \cdot 75{,}50\ \frac{\text{J}}{\text{mol K}} \cdot (23{,}0 - 18{,}0)\ \text{K} = 1{,}05{\cdot}10^3\ \text{J}$$

$$Q_r = x\ \text{g}\ C_2H_5OH \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH}{46{,}0\ \text{g}\ C_2H_5OH} \cdot \frac{-1.368\ \text{kJ}}{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH} \cdot \frac{10^3\ \text{J}}{1\ \text{kJ}} \cdot \frac{1{,}00\ \text{J (útil)}}{100\ \text{J (total)}} = -297\ x\ \text{J}$$

Sustituyendo en el balance se obtiene:

$$1{,}05{\cdot}10^3\ \text{J} - 297\ x\ \text{J} = 0 \qquad \rightarrow \qquad x = 3{,}53\ \text{g}\ C_2H_5OH$$

La densidad (0,802 g mL^{-1}) y riqueza en agua (4,00 % *V*/*V*) de la disolución de etanol permiten calcular el volumen de disolución del 96,0 % que se corresponde con la masa de C_2H_5OH obtenida. Con ambos datos se puede plantear el siguiente sistema de ecuaciones:

$$0{,}802\ \frac{\text{g}}{\text{mL}} = \frac{3{,}53\ \text{g}\ C_2H_5OH + m\ \text{g}\ H_2O}{V\ \text{mL}\ C_2H_5OH\ 96{,}0\ \%}$$

$$4{,}00\ \% = \frac{\dfrac{m\ \text{g}\ H_2O}{1{,}000\ \text{g mL}^{-1}}}{V\ \text{mL}\ C_2H_5OH\ 96{,}0\ \%} \cdot 100$$

Resolviendo dicho sistema se obtiene que:

$V = 4{,}6\ \text{mL}\ C_2H_5OH\ 96\ \%$ $\qquad\qquad$ $m = 0{,}18\ \text{g}\ H_2O$

2.7. El carbonato de magnesio es un sólido blanco que existe en la naturaleza como mineral. El de alta pureza se utiliza como antiácido y como aditivo para la sal de mesa, para que escurra mejor. Además, el carbonato de magnesio, más conocido comúnmente como "tiza", es utilizado para secar las manos en la escalada, gimnasia y halterofilia.
a) Al disolver 0,2030 g de magnesio en 100,0 g de ácido clorhídrico diluido en un vaso de poliestireno la temperatura del ácido ascendió 10,20 °C. Calcule el calor liberado en el experimento y, a partir de este dato, la variación de entalpía estándar de la reacción, en kJ kg^{-1} de magnesio.
(Dato. Calor específico de la disolución resultante después de la reacción ≈ 4,200 kJ kg^{-1} $°C^{-1}$).
b) En un experimento semejante se hizo reaccionar carbonato de magnesio sólido con exceso de ácido clorhídrico y se encontró que la variación de entalpía de la reacción era de –90,40 kJ por cada mol de carbonato de magnesio.
Utilizando alguno de los datos anteriormente obtenidos y las entalpías de formación (kJ mol^{-1}) del $H_2O(l)$ y $CO_2(g)$ son, respectivamente, –285,8 y –393,5; calcule la entalpía de formación del $MgCO_3(s)$.

(Asturias 2010)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Mg y HCl es:

$$Mg(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + H_2(g)$$

Considerando que el proceso tiene lugar en un sistema aislado, $Q_{\text{sistema}} = 0$, se puede plantear el siguiente balance de energía:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{\text{dis}} + Q_{\text{r}} = 0 \quad \rightarrow \quad \begin{cases} Q_{\text{dis}} = \text{calor absorbido por la disolución} \\ Q_{\text{r}} = \text{calor desprendido en la reacción} \end{cases}$$

$$(m_{\text{dis}}\ C_{\text{dis}}\ \Delta T) + Q_{\text{r}} = 0$$

$$Q_{\text{r}} = -(100{,}0 + 0{,}2030)\ \text{g} \cdot \frac{1\ \text{kg}}{10^3\ \text{g}} \cdot (4{,}200\ \text{kJ kg}^{-1}\ °\text{C}^{-1}) \cdot (10{,}20\ °\text{C}) = -4{,}293\ \text{kJ}$$

Relacionando el calor desprendido con la masa de Mg que reacciona se obtiene la variación de entalpía del proceso:

$$\Delta H° = \frac{-4{,}293\ \text{kJ}}{0{,}2030\ \text{g Mg}} \cdot \frac{10^3\ \text{g Mg}}{1\ \text{kg Mg}} = -2{,}115 \cdot 10^4\ \text{kJ kg}^{-1}$$

Para el siguiente apartado se necesita el valor anterior expresado en kJ mol^{-1}:

$$\Delta H° = \frac{-2{,}115 \cdot 10^4\ \text{kJ}}{\text{kg Mg}} \cdot \frac{1\ \text{kg Mg}}{10^3\ \text{g Mg}} \cdot \frac{24{,}30\ \text{g Mg}}{1\ \text{mol Mg}} = -513{,}9\ \text{kJ mol}^{-1}$$

b) La ecuación termoquímica correspondiente a la reacción de formación de $MgCO_3(s)$ es:

$$C(s) + \frac{3}{2}\ O_2(g) + Mg(s) \rightarrow MgCO_3(s)$$

De acuerdo con la ley de Hess (1840), los datos termoquímicos propuestos se pueden escribir de forma que permitan calcular la entalpía de la reacción problema:

$MgCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow MgCO_3(s) + 2\ HCl(aq)$ $\quad \Delta H = 1\ mol \cdot (90{,}40\ kJ\ mol^{-1})$

$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\quad \Delta H = 1\ mol \cdot (-393{,}5\ kJ\ mol^{-1})$

$H_2(g) + ½\ O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$ $\quad \Delta H = 1\ mol \cdot (-285{,}8\ kJ\ mol^{-1})$

$Mg(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + H_2(g)$ $\quad \Delta H = 1\ mol \cdot (-513{,}9\ kJ\ mol^{-1})$

Sumando estas ecuaciones se obtiene:

$$C(s) + \frac{3}{2}\ O_2(g) + Mg(s) \rightarrow MgCO_3(s) \qquad \Delta_f H° = -1.103\ kJ\ mol^{-1}$$

2.8. Una pieza de metal de 83 g se sumerje en aire líquido a –180 °C. Luego se introduce en una vasija de 50 g de masa y calor específico 0,20 cal g^{-1} K^{-1}, que contiene 100 g de agua a 10 °C. Entonces se forman 5,0 g de hielo. ¿Cuál es el calor específico del metal?
(Dato. Calor latente de fusión del hielo = 80 cal g^{-1}).

(Extremadura 2015)

Consideraciones previas:

- El proceso tiene lugar en un sistema aislado, $Q_{sistema} = 0$.
- El metal X se encuentra a la temperatura del aire líquido.
- El agua y la vasija se encuentran a la misma temperatura.
- El calor latente de condensación del hielo es el mismo que el de fusión, pero, con signo opuesto.

Se puede plantear el siguiente balance de energía:

$$Q_{sistema} = Q_X + Q_{H_2O} + Q_v + Q_h = 0 \quad \rightarrow \quad \begin{cases} Q_X = \text{calor absorbido por el metal X} \\ Q_{H_2O} = \text{calor cedido por el agua} \\ Q_v = \text{calor cedido por la vasija} \\ Q_h = \text{calor cedido en la formación del hielo} \end{cases}$$

donde:

$$m_X\ C_X\ (T_{eq} - T_X) + m_{H_2O}\ C_{H_2O}\ (T_{eq} - T_{H_2O}) + m_v\ C_v\ (T_{eq} - T_{H_2O}) + m_h\ L_{condensación} = 0$$

$$[83\ g \cdot C_X \cdot (0 - (-180))\ K] + [100\ g \cdot (1{,}0\ cal\ g^{-1}\ K^{-1}) \cdot (0 - 10)\ K]\ +$$

$$+ [50\ g \cdot (0{,}20\ cal\ g^{-1}\ K^{-1}) \cdot (0 - 10)\ K] + [5{,}0\ g \cdot (-80\ cal\ g^{-1})] = 0$$

Se obtiene que el calor específico del metal es, $C_X = 0{,}10\ cal\ g^{-1}\ K^{-1}$.

2.9. Nuestro hermano pequeño nos llama urgentemente. Se ha asustado porque al abrir un armario se le ha derramado accidentalemente, dentro de un cubo con 2,50 L de agua, una botella completa (500 mL) que según su propia descripción huele muy raro. Al observar la botella comprobamos que lo que aparece en la etiqueta es "agua fuerte–salfumant". Miramos dentro del armario y encontramos un desatascador de tuberías. Tranquilizamos al pequeño y le decimos que nuestros conocimientos de química nos van a dar la solución para que ho haya ningún problema. También le advertimos que la disolución que va a quedar en el cubo va a cambiar de temperatura. Determine:
a) ¿Qué volumen de disolución de desatascador se debe añadir para neutralizar el ácido derramado en el cubo?
b) ¿Cuál es el cambio de temperatura que experimenta la disolución formada en el cubo?
(Datos. Botella de salfumant = 500 mL de HCl al 20,0 % en peso y densidad 1,12 g mL^{-1}.
Botella de desatascador = 2,00 L de disolución preparados con 300 g de NaOH sólido.
Contenido inicial de agua en el cubo = 2,50 L.
Entalpía de la reacción de neutralización = –13,68 kcal mol^{-1}.
Densidad de la disolución resultante = 1,10 g mL^{-1}.
Aproximación: se necesita 1,00 cal para aumentar 1 °C la temperatura de un gramo de disolución).

(Murcia 2016)

a) La cantidad de HCl que ha caído al cubo y debe ser neutralizada es:

$$500\ \text{mL salfumant} \cdot \frac{1{,}12\ \text{g salfumant}}{1\ \text{mL salfumant}} \cdot \frac{20{,}0\ \text{g HCl}}{100\ \text{g salfumant}} \cdot \frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}} = 3{,}07\ \text{mol HCl}$$

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización es:

$$\text{HCl(aq)} + \text{NaOH(aq)} \rightarrow \text{NaCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$$

Relacionado HCl con NaOH y desatascador:

$$3{,}07\ \text{mol HCl} \cdot \frac{1\ \text{mol NaOH}}{1\ \text{mol HCl}} \cdot \frac{40{,}0\ \text{g NaOH}}{1\ \text{mol NaOH}} \cdot \frac{2{,}00\ \text{L desat.}}{300\ \text{g NaOH}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL desat.}}{1\ \text{L desat.}} = 820\ \text{mL desatascador}$$

b) Suponiendo volúmenes aditivos el volumen total de mezcla en el cubo es:

$$2{,}50\ \text{L agua} \cdot \frac{10^3\ \text{mL agua}}{1\ \text{L agua}} + 500\ \text{mL salfumant} + 820\ \text{mL desatascador} = 3{,}82 \cdot 10^3\ \text{mL mezcla}$$

La masa que corresponde a la misma es:

$$3{,}82 \cdot 10^3\ \text{mL mezcla} \cdot \frac{1{,}10\ \text{g mezcla}}{1\ \text{mL mezcla}} = 4{,}20 \cdot 10^3\ \text{g mezcla}$$

Considerando que el cubo se comporta como un sistema aislado se puede plantear el siguiente balance de energía:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{\text{mezcla}} + Q_{\text{reacción}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} Q_{\text{mezcla}} = \text{calor absorbido por la mezcla} = m\ C\ \Delta T \\ Q_{\text{reacción}} = \text{calor desprendido por la reacción} = n\ \Delta H \end{cases}$$

Sustituyendo en la ecuación anterior se obtiene que la variación de temperatura de la mezcla es:

$$\left[\left(4{,}20 \cdot 10^3\ \text{g mezcla}\right) \cdot \left(1{,}00\ \text{cal g}^{-1}\ \text{°C}^{-1}\right) \cdot \Delta T\right] + \left(-42{,}0\ \text{kcal}\right) \cdot \frac{10^3\ \text{cal}}{1\ \text{kcal}} = 0 \quad \rightarrow \quad \Delta T = 10{,}0\ \text{°C}$$

2.10. El peróxido de hidrógeno (también conocido comúnmente como agua oxigenada) es un compuesto muy inestable, que se va descomponiendo lentamente con el tiempo en agua y oxígeno. Por esa razón, es necesario valorar las disoluciones de peróxido de hidrógeno que se preparan si se quiere conocer su concentración con precisión. El peróxido de hidrógeno es un agente utilizado en una gran variedad de aplicaciones, principalmente en procesos de blanqueo o como desinfectante.
Se ha preparado en el laboratorio una disolución acuosa de peróxido de hidrógeno diluyendo 4,00 g del producto comercial (con un 50,0 % en peso de peróxido de hidrógeno) en agua desmineralizada, hasta obtener un litro de disolución. Para valorar esta disolución, se emplea una disolución acuosa de permanganato de potasio, que se ha preparado pesando 3,125 g de permanganato de potasio con un 96,0 % de pureza y enrasando con agua desmineralizada hasta completar 1 L en un matraz aforado.
a) Escriba las semirreacciones que tienen lugar si se acidifica la disolución de peróxido de hidrógeno con ácido sulfúrico diluido y se hace reaccionar con la disolución de permanganato de potasio, y ajuste la reacción redox completa.
b) Si se toman 20,0 mL de la disolución de peróxido de hidrógeno preparada, y se acidifican, en este caso con ácido clorhídrico, ¿qué volumen de disolución de permanganato de potasio se requerirá para valorarla?
c) La fuerza oxidante del agua oxigenada se expresa como el volumen en litros de oxígeno gas en condiciones normales que se pueden generar por cada litro de disolución líquida de peróxido de hidrógeno cuando se descompone en agua y oxígeno, y se mide en "volúmenes". De acuerdo con esto, ¿cuántos serán los volúmenes de fuerza oxidante de la disolución de agua oxigenada preparada?
d) La entalpía de la reacción de descomposición del agua oxigenada para producir oxígeno gaseoso se sabe que es de –98,2 kJ mol^{-1}. Calcule el cambio de temperatura (subida o bajada) que se produciría en un litro de la disolución de peróxido de hidrógeno si se descompusiera completamente, en un recipiente adiabático, y determine la temperatura final si inicialmente la disolución está a 25,0 °C. Suponga que la densidad de la disolución es la misma que la del agua líquida, y que el calor específico de la disolución es de 4,18 kJ kg^{-1} K^{-1}.

(País Vasco 2018)

---

a) La ecuación molecular correspondiente a la reacción entre H_2O_2 y $KMnO_4$ en medio ácido es:

$$KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + O_2$$

La ecuación iónica es:

$$K^+ \, MnO_4^- + H_2O_2 + 2\,H^+ \, SO_4^{2-} \rightarrow Mn^{2+} \, SO_4^{2-} + O_2$$

Las semirreaciones que tienen lugar son:

$$\text{reducción: } 2\,(MnO_4^- + 8\,H^+ + 5\,e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\,H_2O)$$

$$\text{oxidación: } 5\,(H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2\,H^+ + 2\,e^-)$$

La ecuación global es:

$$2\,MnO_4^- + 6\,H^+ + 5\,H_2O_2 \rightarrow 2\,Mn^{2+} + 5\,O_2 + 8\,H_2O$$

Añadiendo los iones que faltan ($3\,SO_4^{2-}$ y $2\,K^+$) se obtiene la ecuación molecular final:

$$2\,KMnO_4 + 5\,H_2O_2 + 3\,H_2SO_4 \rightarrow 2\,MnSO_4 + 5\,O_2 + K_2SO_4 + 8\,H_2O$$

b) La concentración molar de la disolución de $KMnO_4$ es:

$$\frac{3{,}125\text{ g } KMnO_4\ 96{,}0\ \%}{1\text{ L disolución}} \cdot \frac{96{,}0\text{ g } KMnO_4}{100\text{ g } KMnO_4\ 96{,}0\ \%} \cdot \frac{1\text{ mol } KMnO_4}{158{,}0\text{ g } KMnO_4} = 0{,}0190\text{ mol L}^{-1}$$

La concentración molar de la disolución de H_2O_2 es:

$$\frac{4{,}00\text{ g } H_2O_2\ 50{,}0\ \%}{1\text{ L disolución}} \cdot \frac{50{,}0\text{ g } H_2O_2}{100\text{ g } H_2O_2\ 50{,}0\ \%} \cdot \frac{1\text{ mol } H_2O_2}{34{,}0\text{ g } H_2O_2} = 0{,}0588\text{ mol L}^{-1}$$

Relacionando $KMnO_4$ y H_2O_2:

$$20{,}0\ \text{mL}\ H_2O_2\ 0{,}0588\ \text{M} \cdot \frac{0{,}0588\ \text{mmol}\ H_2O_2}{1\ \text{mL}\ H_2O_2\ 0{,}0588\ \text{M}} \cdot \frac{2\ \text{mmol}\ KMnO_4}{5\ \text{mmol}\ H_2O_2} = 0{,}470\ \text{mmol}\ KMnO_4$$

$$0{,}470\ \text{mmol}\ KMnO_4 \cdot \frac{1\ \text{mL}\ KMnO_4\ 0{,}0190\ \text{M}}{0{,}0190\ \text{mmol}\ KMnO_4} = 24{,}7\ \text{mL}\ KMnO_4\ 0{,}0190\ \text{M}$$

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de descomposición del H_2O_2 es:

$$2\ H_2O_2(aq) \rightarrow 2\ H_2O(l) + O_2(g)$$

A partir de la concentración molar de la disolución de H_2O_2 se obtiene su concentración en volúmenes:

$$\frac{0{,}0588\ \text{mol}\ H_2O_2}{1\ \text{L disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol}\ H_2O_2} \cdot \frac{22{,}4\ \text{L}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} = 0{,}659\ \text{vol}$$

d) Teniendo en cuenta que el recipiente se comporta como un calorímetro y aceptando que este es un sistema aislado en el que no entra ni sale calor, $Q_{\text{sistema}} = 0$:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{\text{dis}} + Q_{\text{r}} = 0$$

donde:

Q_{dis} = calor absorbido por la disolución para pasar de 25,0 °C a T °C

Q_{r} = calor cedido por el H_2O_2 al descomponerse

Sustituyendo:

$$m_{\text{dis}}\ C_{\text{dis}}\ (T - T_{\text{dis}}) + n_{H_2O_2}\ \Delta_{\text{r}}H° = 0$$

Suponiendo que las densidades de la disolución y del agua líquida son 1,00 kg L^{-1} y considerando que las variaciones de temperatura en °C y K son iguales, el calor absorbido por la disolución:

$$Q_{\text{dis}} = 1{,}00\ \text{L dis} \cdot \frac{1{,}00\ \text{kg dis}}{1\ \text{L dis}} \cdot (4{,}18\ \text{kJ kg}^{-1}\ °\text{C}^{-1}) \cdot (T - 25{,}0)\ °\text{C} = 4{,}18 \cdot (T - 25{,}0)\ \text{kJ}$$

$$Q_{\text{r}} = 1{,}00\ \text{L dis} \cdot \frac{0{,}0588\ \text{mol}\ H_2O_2}{1\ \text{L dis}} \cdot \frac{-98{,}2\ \text{kJ}}{1\ \text{mol}\ H_2O_2} = -5{,}77\ \text{kJ}$$

Se obtiene:

$$4{,}18 \cdot (T - 25{,}0)\ \text{kJ} + (-5{,}77\ \text{kJ}) = 0 \quad \rightarrow \quad T = 26{,}4\ °\text{C}$$

2.11. El producto *"Nescafé Hot"* consiste en una lata que contiene óxido de calcio sólido y una disolución muy diluida de hidróxido de sodio o de potasio. Al apretar un botón se ponen en contacto, desprendiendo la energía necesaria para aumentar 40,0 °C la temperatura de 210 mL de café que también están incluidos en la lata:
a) Escriba la reacción entre el óxido de calcio y el agua.
b) Las entalpías estándar de formación (kJ mol^{-1}) del óxido de calcio sólido y del agua líquida son, respectivamente, –635 y –286, y la entalpía estándar de formación del producto de la reacción es –1.003 kJ mol^{-1}. Calcule la variación de entalpía estándar molar de la reacción a).
c) Sabiendo que el calor específico del agua es, C = 4,18 J g^{-1} $°C^{-1}$, calcule la energía necesaria para elevar 40,0 °C los 210 mL de disolución.
(Suponga que la disolución de café se comporta como agua, densidad = 1,00 g mL^{-1}).

(Murcia 2019)

a) La ecuación química correspondiente a la reacción entre óxido de calcio y agua es:

$$CaO(s) + H_2O(l) \rightarrow Ca(OH)_2(s)$$

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

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

$$= \Delta_{\text{f}}H°(Ca(OH)_2) - [\Delta_{\text{f}}H°(CaO) + \Delta_{\text{f}}H°(H_2O)$$

$$= \left(1\ \text{mol}\ \text{Ca(OH)}_2 \cdot \frac{-1.003\ \text{kJ}}{\text{mol}\ \text{Ca(OH)}_2}\right) - \left(1\ \text{mol}\ \text{CaO} \cdot \frac{-635\ \text{kJ}}{\text{mol}\ \text{CaO}} + 1\ \text{mol}\ \text{H}_2\text{O} \cdot \frac{-286\ \text{kJ}}{\text{mol}\ \text{H}_2\text{O}}\right) = -82{,}0\ \text{kJ mol}^{-1}$$

c) Considerando que el calentamiento del café y la lata tiene lugar en un sistema aislado en el que no entra ni sale calor:

$$Q = m_{\text{H}_2\text{O}}\, C_{\text{H}_2\text{O}}\, \Delta T = (210\ \text{mL}) \cdot (1{,}00\ \text{g mL}^{-1}) \cdot (4{,}18\ \text{J g}^{-1}\ \text{°C}^{-1}) \cdot (40{,}0\ \text{°C}) \cdot \frac{1\ \text{kJ}}{10^3\ \text{J}} = 35{,}1\ \text{kJ}$$

d) Relacionando la entalpía de reacción con la cantidad de calor necesario para calentar el sistema lata-café se obtiene que cantidad de CaO necesario para el calentamiento:

$$35{,}1\ \text{kJ} \cdot \frac{1\ \text{mol CaO}}{82{,}0\ \text{kJ}} \cdot \frac{56{,}1\ \text{g CaO}}{1\ \text{mol CaO}} = 24{,}0\ \text{g CaO}$$

2.12. Se queman 25,0 g de pentano líquido con oxígeno a 25 °C. Si el agua formada queda en estado gaseoso y el 50,0 % de este calor se invierte en calentar agua a 27,0 °C, ¿qué cantidad de agua pasará al estado vapor a 100 °C?
(Datos. $\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1}): $CO_2(g) = -94{,}05$; $H_2O(g) = -57{,}80$; $C_5H_{12}(l) = -41{,}39$; calor específico del agua = 1,00 cal g^{-1} °C^{-1}; calor molar de vaporización del agua a 100 °C = 536,7 cal g^{-1}).

(Extremadura 2020)

La ecuación química correspondiente a la combustión del pentano es:

$$\text{C}_5\text{H}_{12}(\text{l}) + 8\ \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 5\ \text{CO}_2(\text{g}) + 6\ \text{H}_2\text{O}(\text{g})$$

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

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

$$= 6\, \Delta_\text{f} H°(\text{H}_2\text{O}) + 5\, \Delta_\text{f} H°(\text{CO}_2) - \Delta_\text{f} H°(\text{C}_5\text{H}_{12}) =$$

$$= \left(6\ \text{mol}\ \text{H}_2\text{O} \cdot \frac{-57{,}80\ \text{kcal}}{\text{mol}\ \text{H}_2\text{O}}\right) + \left(4\ \text{mol}\ \text{CO}_2 \cdot \frac{-94{,}05\ \text{kcal}}{\text{mol}\ \text{CO}_2}\right) - \left(1\ \text{mol}\ \text{C}_5\text{H}_{12} \cdot \frac{-41{,}39\ \text{kcal}}{\text{mol}\ \text{C}_5\text{H}_{12}}\right) =$$

$$= -775{,}7\ \text{kcal mol}^{-1}$$

La cantidad de calor desprendida en la combustión de 25,0 g de C_5H_{12} suponiendo que solo el 50,0 % del mismo se invierte en el calentamiento es:

$$25{,}0\ \text{g}\ \text{C}_5\text{H}_{12} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ \text{C}_5\text{H}_{12}}{72{,}0\ \text{g}\ \text{C}_5\text{H}_{12}} \cdot \frac{-775{,}7\ \text{kcal}}{1\ \text{mol}\ \text{C}_5\text{H}_{12}} \cdot \frac{10^3\ \text{cal}}{1\ \text{kcal}} \cdot \frac{50{,}0\ \text{cal (útil)}}{100\ \text{cal (total)}} = -1{,}35 \cdot 10^5\ \text{cal}$$

Considerando como aislado, el sistema formado por agua y pentano, se puede escribir:

$$Q_\text{sistema} = Q_{\text{H}_2\text{O}} + Q_\text{vap} + Q_\text{c} = 0 \quad \rightarrow \quad \begin{cases} Q_{\text{H}_2\text{O}} = \text{calor absorbido por el } \text{H}_2\text{O} \\ Q_\text{vap} = \text{calor de vaporización} \\ Q_\text{c} = \text{calor desprendido en la combustión del } \text{C}_5\text{H}_{12} \end{cases}$$

$$\left(m\, C_{\text{H}_2\text{O}}\, \Delta T\right) + \left(m \cdot \Delta_\text{vap} H°\right) + Q_\text{c} = 0$$

La masa de agua que se vaporiza en el proceso:

$$[m \cdot (1{,}00\ \text{cal g}^{-1}\ \text{°C}^{-1}) \cdot (100 - 27{,}0)\ \text{C}^{-1}] + [m \cdot 537{,}6\ \text{cal g}^{-1}] + (-1{,}35 \cdot 10^5\ \text{cal}) = 0$$

Se obtiene, $m = 220\ \text{g}\ \text{H}_2\text{O}$

3. PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA

3.1. Calcule la variación de energía interna para el proceso de fusión de un mol de hielo a 0 °C y 1 atm, sabiendo que en estas condiciones el sistema absorbe 1.440 calorías.
(Datos. Densidad del hielo a 0 °C = 0,92 g cm^{-3}; densidad del agua líquida = 1,00 g cm^{-3}. Constante R = 0,08206 atm L mol^{-1} K^{-1} = 1,98 cal mol^{-1} K^{-1}).

(Valencia 1999)

El proceso del que se desea saber la variación de energía interna es:

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

De acuerdo con la primera ley de la termodinámica la variación de energía interna de un sistema, ΔU, se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta U = Q + W = Q - p\Delta V$$

donde Q es el calor intercambiado por el sistema y W el trabajo realizado contra el sistema.

$$W = p\Delta V = 1\ \text{atm} \cdot \left(18\ \text{g agua} \cdot \frac{1\ \text{cm}^3\ \text{agua}}{1\ \text{g agua}} - 18\ \text{g hielo} \cdot \frac{1\ \text{cm}^3\ \text{hielo}}{0{,}92\ \text{g hielo}}\right) = -1{,}6\cdot10^{-3}\ \frac{\text{atm}}{\text{cm}^3}$$

Cambiando unidades:

$$-1{,}6\cdot10^{-3}\ \frac{\text{atm}}{\text{cm}^3} \cdot \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{cm}^3} \cdot \frac{1{,}98\ \text{cal mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}}{0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}} = -0{,}030\ \text{cal}$$

Sustituyendo en la expresión de ΔU:

$$\Delta U = [1.440 - (-0{,}030)]\ \text{cal mol}^{-1} \approx 1.440\ \text{cal mol}^{-1}$$

Como se observa, cuando no aparecen gases en el proceso, el trabajo es despreciable comparado con el calor, lo cual es debido a la pequeña variación de volumen que se produce en el cambio de fase de sólido a líquido.

3.2. Se colocan 0,6325 g de ácido benzoico (sólido a temperatura ambiente) en una bomba calorimétrica (calorímetro adiabático que funciona a volumen constante). En el interior de la bomba, rodeando al reactor, hay 2,000 L de agua a temperatura inicial de 25,00 °C. La capacidad calorífica del calorímetro (excluyendo el agua) se ha determinado en un experimento anterior y es de 44,366 cal °C^{-1}. Tras la combustión completa de los 0,6325 g de ácido benzoico la temperatura del agua alcanza 26,97 °C. Calcule:
a) La energía interna de combustión por mol de ácido benzoico.
b) La entalpía de combustión por mol de ácido benzoico.
(Datos. C_{H_2O} a 25 °C = 4,184 J g^{-1} K^{-1}; ρ_{H_2O} a 25 °C = 0,9971 g mL^{-1}).

(Castilla y León 2001)

a) La ecuación química correspondiente a la combustión del ácido benzoico es:

$$C_6H_5COOH(s) + \frac{15}{2}\ O_2(g) \rightarrow 7\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l)$$

Considerando que el calorímetro es un sistema aislado, en el que no entra ni sale calor, $Q_{\text{sistema}} = 0$, se puede plantear el siguiente balance de energía:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{H_2O} + Q_{\text{cal}} + Q_V = 0 \quad \rightarrow \quad \begin{cases} Q_{H_2O} = \text{calor absorbido por el } H_2O \\ Q_{\text{cal}} = \text{calor absorbido por el calorímetro} \\ Q_V = \text{calor desprendido en la combustión a } V \text{ cte.} \end{cases}$$

$$(m_{H_2O}\ C_{H_2O}\ \Delta T) + (k_{\text{cal}}\ \Delta T) + Q_V = 0$$

El calor desprendido en la combustión de la muestra es:

$$Q_V = -\left[\left(2{,}000\ \text{L} \cdot \frac{10^3\ \text{mL}}{1\ \text{L}} \cdot \frac{0{,}9971\ \text{g}}{1\ \text{mL}} \cdot \frac{4{,}184\ \text{J}}{\text{g K}}\right) + \left(44{,}366\ \frac{\text{cal}}{\text{K}} \cdot \frac{4{,}184\ \text{J}}{1\ \text{cal}}\right)\right] \cdot (26{,}97 - 25{,}00)\ \text{K}$$

Se obtiene, $Q_V = -1{,}680 \cdot 10^4$ J.

Relacionando el calor con la cantidad de sustancia:

$$Q_V = \Delta U = \frac{-1{,}680 \cdot 10^4 \text{ J}}{0{,}6325 \text{ g } C_6H_5COOH} \cdot \frac{122{,}0 \text{ g } C_6H_5COOH}{1 \text{ mol } C_6H_5COOH} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = -3.240 \text{ kJ mol}^{-1}$$

b) De acuerdo con la primera ley de la termodinámica, la relación entre el calor molar a presión constante (ΔH) y el calor molar a volumen constante (ΔU) viene dada por la expresión:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta n RT$$

Siendo, Δn = moles de gas en productos – moles de gas en reactivos = 7 – 15/2 = –0,5

La entalpía de combustión del ácido benzoico es:

$$\Delta H = (-3.240 \text{ kJ mol}^{-1}) + [(-0{,}5) \cdot (8{,}314 \cdot 10^{-3} \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25{,}00 + 273{,}15) \text{ K}] = -3.241 \text{ kJ mol}^{-1}$$

3.3. Un recipiente cerrado y aislado del exterior a 25 °C y presión de 1 atm contiene 1,00 mol de hidrógeno molecular y 0,500 mol de oxígeno molecular. Por medio de una chispa eléctrica se provoca la explosión de la mezcla. Calcule la temperatura y la presión máximas conseguidas teóricamente por el vapor de agua formado en el proceso. El calor de formación del vapor de agua a volumen constante, C_V, es –57,50 kcal mol^{-1} y la capacidad calorífica a volumen constante del vapor de agua entre 25 °C y temperaturas muy elevadas es de 0,680 cal g^{-1} °C^{-1}.

(Baleares 2001)

Considerando que la formación del agua viene expresada por la siguiente ecuación química:

$$H_2(g) + ½\ O_2(g) \rightarrow H_2O(g)$$

y que se trata de cantidades estequiométricas y que, además, la reacción tiene lugar en un sistema aislado, en el que no entra ni sale calor, $Q_{\text{sistema}} = 0$, se puede plantear el siguiente balance de energía:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_r + Q_V \quad \rightarrow \quad \begin{cases} Q_r = \text{calor desprendido en la reacción} \\ Q_V = \text{calor absorbido por la agua a } V \text{ cte.} \end{cases}$$

$$\left.\begin{array}{l} Q_r = n\,\Delta_f H \\ Q_V = m\,C_V\,\Delta T \end{array}\right\} \quad \rightarrow \quad n\,\Delta_f H + m\,C_V \Delta T$$

La temperatura que alcanza el vapor es:

$$\left(1{,}00 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{-57{,}50 \text{ kcal}}{\text{mol } H_2O} \cdot \frac{10^3 \text{ cal}}{1 \text{ kcal}}\right) + \left(1{,}00 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{18{,}0 \text{ g } H_2O}{\text{mol } H_2O} \cdot (0{,}680 \text{ cal g}^{-1} \text{ °C}^{-1}) \cdot \Delta T\right) = 0$$

Se obtiene, $\Delta T = 4.698$ °C.

El valor de T_{vapor} es:

$$T_{\text{vapor}} = \Delta T + 25 \text{ °C} = 4.723 \text{ °C}.$$

Suponiendo que el proceso tiene lugar en un recipiente de 1,00 L y, considerando comportamiento ideal, la presión ejercida por el vapor de agua a esa temperatura es:

$$p = \frac{(1{,}00 \text{ mol } H_2O) \cdot (0{,}08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (4.723 + 273{,}15) \text{ K}}{1{,}00 \text{ L}} = 410 \text{ atm}$$

3.4. El octano, C_8H_{18}, es un hidrocarburo líquido de densidad 0,790 kg L^{-1}. Calcule:
a) La entalpía de combustión del octano en condiciones estándar.
b) La variación de energía interna, en condiciones estándar, para la reacción anterior.
c) ¿Cuál será el volumen de octano, medido en condiciones normales, que debe quemarse para evaporar 100 g de agua, inicialmente a 25 °C?
(Datos. $\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1}): $CO_2(g)$ = –393,5; $H_2O(l)$ = –285,8; $C_8H_{18}(l)$ = –249,9. Entalpía de vaporización $H_2O(l)$ = 40,6 kJ mol^{-1}. Capacidad calorífica molar $H_2O(l)$ = 75,2 J mol^{-1} K^{-1}).

(Valencia 2001)

a) La ecuación química correspondiente a la combustión del $C_8H_{18}(l)$ es:

$$C_8H_{18}(l) + \frac{25}{2}\,O_2(g) \rightarrow 8\,CO_2(g) + 9\,H_2O(l)$$

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

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

$$= 9\,\Delta_f H°(H_2O) + 8\,\Delta_f H°(CO_2) - \Delta_f H°(C_8H_{18}) =$$

$$= \left(9\text{ mol }H_2O \cdot \frac{-285{,}8\text{ kJ}}{\text{mol }H_2O}\right) + \left(8\text{ mol }CO_2 \cdot \frac{-393{,}5\text{ kJ}}{\text{mol }CO_2}\right) - \left(1\text{ mol }C_8H_{18} \cdot \frac{-249{,}9\text{ kJ}}{\text{mol }C_8H_{18}}\right)$$

Se obtiene, $\Delta H° = -5.470\text{ kJ mol}^{-1}$

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

b) De acuerdo con la primera ley de la termodinámica, la relación entre el calor molar a presión constante (ΔH) y el calor molar a volumen constante (ΔU) viene dada por la expresión:

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

siendo Δn = moles de gas en productos – moles de gas en reactivos = 8 – 25/2 = –4,5

El valor de la energía interna es:

$$\Delta U° = (-5.470\text{ kJ mol}^{-1}) - [(-4{,}5) \cdot (8{,}314{\cdot}10^{-3}\text{ kJ mol}^{-1}\text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\text{ K}]$$

Se obtiene, $\Delta U° = -5.459\text{ kJ mol}^{-1}$

c) Considerando como aislado, el sistema formado por agua y octano, se puede escribir:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{H_2O} + Q_{\text{vap}} + Q_c = 0 \quad \rightarrow \quad \begin{cases} Q_{H_2O} = \text{calor absorbido por el } H_2O \\ Q_{\text{vap}} = \text{calor de vaporización} \\ Q_c = \text{calor desprendido en la combustión del } C_8H_{18} \end{cases}$$

$$\left(n_{H_2O}\,C_{H_2O}\,\Delta T\right) + \left(n_{H_2O} \cdot\,\Delta_{\text{vap}} H°\right) + Q_c = 0$$

El calor desprendido en la combustión es:

$$Q_c = \left(-100\text{ g }H_2O \cdot \frac{1\text{ mol }H_2O}{18{,}0\text{ g }H_2O}\right) \cdot [(75{,}2{\cdot}10^{-3}\text{ kJ mol}^{-1}\text{ K}^{-1}) \cdot (100 - 25)\text{ K} + 40{,}6\text{ kJ mol}^{-1}]$$

Se obtiene, $Q_c = -257$ kJ.

Relacionando el calor con la entalpía de combustión del C_8H_{18} se obtiene la masa de este que debe quemarse:

$$-257\text{ kJ} \cdot \frac{1\text{ mol }C_8H_{18}}{-5.459\text{ kJ}} \cdot \frac{114{,}0\text{ g }C_8H_{18}}{1\text{ mol }C_8H_{18}} \cdot \frac{1\text{ kg }C_8H_{18}}{10^3\text{ g }C_8H_{18}} = 5{,}36{\cdot}10^{-3}\text{ kg }C_8H_{18}$$

Relacionando este valor con la densidad se obtiene que el volumen de octano es:

$$5{,}36{\cdot}10^{-3}\text{ kg }C_8H_{18} \cdot \frac{1\text{ L }C_8H_{18}}{0{,}790\text{ kg }C_8H_{18}} \cdot \frac{10^3\text{ mL }C_8H_{18}}{1\text{ L }C_8H_{18}} = 6{,}79\text{ mL }C_8H_{18}$$

3.5. En un recipiente cerrado se introducen 1,890 g de ácido benzoico sólido, C_6H_5COOH, y un exceso de oxígeno, colocando posteriormente el recipiente dentro de otro, también cerrado con 18,84 kg de agua a 25 °C. El calor que se desprende en la combustión del ácido benzoico eleva 0,632 °C la temperatura del agua. Calcule:
a) El calor molar estándar de combustión a volumen constante del ácido benzoico.
b) El calor molar estándar de combustión a presión constante del ácido benzoico.
(Dato. Capacidad calorífica específica H_2O a 25°C = 0,9980 cal g^{-1} $°C^{-1}$).

(Valencia 2002)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del ácido benzoico es:

$$C_6H_5COOH(s) + \frac{15}{2}\,O_2(g) \rightarrow 7\,CO_2(g) + 3\,H_2O(l)$$

Considerando que H_2O y C_6H_5COOH forman un sistema aislado, $Q_{sistema} = 0$, se puede escribir:

$$Q_{sistema} = Q_{H_2O} + Q_c = 0 \quad \rightarrow \quad \begin{cases} Q_{H_2O} = \text{calor absorbido por el } H_2O \\ Q_c = \text{calor desprendido en la combustión a } V \text{ cte} \end{cases}$$

$$(m_{H_2O}\, C_{H_2O}\, \Delta T) + (n\, Q_c) = 0$$

Sustituyendo:

$$\left(18{,}84\ \text{kg} \cdot \frac{10^3\ \text{g}}{1\ \text{kg}} \cdot \frac{0{,}9980\ \text{cal}}{\text{g °C}} \cdot \frac{1\ \text{kcal}}{10^3\ \text{cal}} \cdot 0{,}632\ °\text{C}\right) + \left(1{,}890\ \text{g}\ C_6H_5COOH \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_6H_5COOH}{122{,}0\ \text{g}\ C_6H_5COOH} \cdot Q_V\right) = 0$$

Se obtiene, $Q_c = \Delta U° = -767{,}1\ \text{kcal mol}^{-1}$.

b) De acuerdo con la primera ley de la termodinámica, la relación entre el calor molar a presión constante (ΔH) y el calor molar a volumen constante (ΔU) viene dada por la expresión:

$$\Delta H° = \Delta U° + \Delta nRT$$

siendo, Δn = moles de gas en productos – moles de gas en reactivos = (7 – 15/2) = –0,5

El valor del calor a presión constante es:

$$\Delta H° = (-767{,}1\ \text{kcal mol}^{-1}) + [(-0{,}5) \cdot (1{,}987 \cdot 10^{-3}\ \text{kcal mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}$$

Se obtiene, $\Delta H° = -767{,}4\ \text{kcal mol}^{-1}$.

(Problema similar al propuesto en Castilla y León 2001 solo que aquí se omite la capacidad calorífica del calorímetro).

3.6. Calcule la variación de entalpía y energía interna, a 25 °C y 1 atm, para el proceso:

$$C_3H_8(g) + 5\,O_2(g) \rightarrow 3\,CO_2(g) + 4\,H_2O(l)$$

(Datos. Entalpías de formación (kcal mol^{-1}): $CO_2(g) = -94{,}0$; $H_2O(l) = -68{,}3$; $C_3H_8(g) = -24{,}8$).

(Valencia 2003)

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

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

$$= 4\,\Delta_f H°(H_2O) + 3\,\Delta_f H°(CO_2) - \Delta_f H°(C_3H_8) =$$

$$= \left(4\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-68{,}3\ \text{kcal}}{\text{mol}\ H_2O}\right) + \left(3\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{-94{,}0\ \text{kcal}}{\text{mol}\ CO_2}\right) - \left(1\ \text{mol}\ C_3H_8 \cdot \frac{-24{,}8\ \text{kcal}}{\text{mol}\ C_3H_8}\right)$$

Se obtiene, $\Delta H° = -530\ \text{kcal mol}^{-1}$.

Cambiando las unidades:

$$\Delta H° = \frac{-530\ \text{kcal}}{\text{mol}} \cdot \frac{4{,}18\ \text{kJ}}{1\ \text{kcal}} = -2{,}22 \cdot 10^3\ \text{kJ mol}^{-1}$$

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

De acuerdo con la primera ley de la termodinámica, la relación entre el calor molar a presión constante (ΔH) y el calor molar a volumen constante (ΔU) viene dada por la expresión:

$$\Delta U° = \Delta H° - \Delta n RT$$

siendo, Δn = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq reactivos gas = (3 – 6) = –3

El valor del calor a volumen constante es:

$$\Delta U° = \left(-2{,}22\cdot10^3 \text{ kJ mol}^{-1}\right) - [(-3)\cdot(8{,}31\cdot10^{-3} \text{ kJ mol}^{-1}\text{ K}^{-1})\cdot(25+273{,}15)]\text{ K}$$

Se obtiene, $\Delta U° = -2{,}21\cdot10^3$ kJ mol^{-1}.

3.7. Cuando se queman 2,350 g de benceno, C_6H_6, en una bomba calorimétrica (volumen constante) y a 25,0 °C se desprenden 98,53 kJ. Calcule el calor de combustión del benceno a presión constante y a esa misma temperatura.

(Canarias 2003) (La Rioja 2016)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del benceno es:

$$C_6H_6(l) + \frac{15}{2}O_2(g) \rightarrow 6\,CO_2(g) + 3\,H_2O(l)$$

El calor medido a volumen constante es la variación de energía interna asociada al proceso y su valor es:

$$\Delta U° = \frac{-98{,}53 \text{ kJ}}{2{,}350 \text{ g } C_6H_6}\cdot\frac{78{,}00 \text{ g } C_6H_6}{1 \text{ mol } C_6H_6} = -3.270 \text{ kJ mol}^{-1}$$

b) De acuerdo con la primera ley de la termodinámica, la relación entre el calor molar a presión constante (ΔH) y el calor molar a volumen constante (ΔU) viene dada por la expresión:

$$\Delta H° = \Delta U° + \Delta n RT$$

siendo, Δn = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq reactivos gas = (6 – 15/2) = –1,5

El valor del calor de combustión a presión constante es:

$$\Delta H° = (-3.270 \text{ kJ mol}^{-1}) + [(-1{,}5)\cdot(8{,}31\cdot10^{-3} \text{ kJ mol}^{-1}\text{ K}^{-1})\cdot(25{,}0+273{,}15)]\text{ K}$$

Se obtiene, $\Delta H° = -3.274$ kJ mol^{-1}.

(En La Rioja 2016 se pregunta como cuestión multirrespuesta).

3.8. Calcule la variación de entalpía y energía interna, a 25 °C y 1 atm, para el proceso:

$$C_6H_6(l) + \frac{15}{2}O_2(g) \rightarrow 6\,CO_2(g) + 3\,H_2O(l)$$

(Datos. Entalpías de formación (kJ mol^{-1}): $CO_2(g) = -393{,}1$; $H_2O(l) = -285{,}6$; $C_6H_6(l) = 82{,}90$).

(Valencia 2004)

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

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

$$= 3\,\Delta_f H°(H_2O) + 6\,\Delta_f H°(CO_2) - \Delta_f H°(C_6H_6) =$$

$$= \left(3 \text{ mol } H_2O\cdot\frac{-285{,}6 \text{ kJ}}{\text{mol } H_2O}\right) + \left(6 \text{ mol } CO_2\cdot\frac{-393{,}1 \text{ kJ}}{\text{mol } CO_2}\right) - \left(1 \text{ mol } C_6H_6\cdot\frac{-82{,}90 \text{ kJ}}{\text{mol } C_6H_6}\right)$$

Se obtiene, $\Delta H° = -3.298$ kJ mol^{-1}.

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, este valor es nulo.

De acuerdo con la primera ley de la termodinámica, la relación entre el calor molar a presión constante (ΔH) y el calor molar a volumen constante (ΔU) viene dada por la expresión:

$$\Delta U^\circ = \Delta H^\circ - \Delta n RT$$

siendo, Δn = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq reactivos gas = (6 – 15/2) = –1,5

El valor del calor a volumen constante es:

$$\Delta U^\circ = (-3.298\ \text{kJ mol}^{-1}) - [(-1{,}5) \cdot (8{,}314{\cdot}10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}]$$

Se obtiene, ΔU° = –3.294 kJ mol^{-1}.

3.9. A 25 °C y 1 bar (aprox. 1 atm), la entalpía de combustión del etano, $C_2H_6(g)$, es –1.558,3 kJ mol^{-1} y las entalpías de formación (kJ mol^{-1}) del $C_2H_4(g)$, $H_2O(l)$ y $CO_2(g)$ son, respectivamente, 52,20; –285,5 y –393,1. A partir de estos datos, calcule:
a) La entalpía de formación del etano a 25 °C.
b) El calor de hidrogenación del eteno para dar etano a 25 °C.
c) La variación de energía interna para la reacción anterior a 25 °C.

(Córdoba 2009)

a) La ecuación química correspondiente a la combustión del etano es:

$$C_2H_6(g) + \frac{7}{2}O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l)$$

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

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

$$= [3\ \Delta_f H^\circ(H_2O) + 2\ \Delta_f H^\circ(CO_2)] - \Delta_f H^\circ(C_2H_6)$$

$$\left(1\ \text{mol}\ C_2H_6 \cdot \frac{-1.558{,}3\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_2H_6}\right) = \left(3\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-285{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\right) + \left(2\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{-393{,}1\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO_2}\right) - \Delta_f H^\circ(C_2H_6)$$

Se obtiene, $\Delta_f H^\circ(C_2H_6)$ = –84,40 kJ mol^{-1}.

No se tiene en cuenta la entalpía de formación del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

b) La ecuación química correspondiente a la hidrogenación del eteno es:

$$C_2H_4(g) + H_2(g) \rightarrow C_2H_6(g)$$

De acuerdo con el concepto de entalpía de la reacción:

$$\Delta H^\circ = \left(1\ \text{mol}\ C_2H_6 \cdot \frac{-84{,}40\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_2H_6}\right) - \left(1\ \text{mol}\ C_2H_4 \cdot \frac{52{,}20\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_2H_4}\right) = -136{,}6\ \text{kJ mol}^{-1}$$

No se tiene en cuenta la entalpía de formación del $H_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

c) De acuerdo con la primera ley de la termodinámica, la relación entre el calor molar a presión constante (ΔH) y el calor molar a volumen constante (ΔU) viene dada por la expresión:

$$\Delta U = \Delta H - \Delta n RT$$

siendo, Δn = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq reactivos gas = 1 – 2 = –1

$$\Delta U^\circ = (-136{,}6\ \text{kJ mol}^{-1}) - [(-1) \cdot (8{,}314{\cdot}10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}] = -134{,}1\ \text{kJ mol}^{-1}$$

3.10. En la combustión, a volumen constante y 25 °C, de 1,000 g de ácido tartárico sólido, $C_4H_6O_6$:

$$C_4H_6O_6(s) + \frac{5}{2}\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l)$$

se desprenden 7.691,2 J. Las entalpías de formación (kJ mol^{-1}) del $CO_2(g)$ y del $H_2O(l)$ son, respectivamente, –393,5 y –285,8. Calcule las entalpías de combustión y de formación del ácido tartárico.

(Córdoba 2010) (Córdoba 2016) (Córdoba 2017)

El calor medido a volumen constante es la variación de energía interna asociada al proceso y su valor es:

$$\Delta U° = \frac{-\,7.691{,}2\ \text{J}}{1{,}000\ \text{g}\ C_4H_6O_6} \cdot \frac{150{,}0\ \text{g}\ C_4H_6O_6}{1\ \text{mol}\ C_4H_6O_6} \cdot \frac{1\ \text{kJ}}{10^3\ \text{J}} = -1.154\ \text{kJ mol}^{-1}$$

De acuerdo con la primera ley de la termodinámica, la relación entre el calor molar a presión constante (ΔH) y el calor molar a volumen constante (ΔU) viene dada por la expresión:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta nRT$$

siendo, Δn = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq reactivos gas = 4 – 2,5 = 1,5

$$\Delta H° = (-\,1.154\ \text{kJ mol}^{-1}) + [1{,}5 \cdot (8{,}314{\cdot}10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}] = -1.151\ \text{kJ mol}^{-1}$$

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

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

$$= [3\ \Delta_f H°(H_2O) + 4\ \Delta_f H°(CO_2)] - \Delta_f H°(C_4H_6O_6)$$

$$\left(1\ \text{mol}\ C_4H_6O_6 \cdot \frac{-\,1.151\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_4H_6O_6}\right) = \left(3\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-\,285{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\right) + \left(4\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{-\,393{,}5\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO_2}\right) - \Delta_f H°(C_4H_6O_6)$$

Se obtiene, $\Delta_f H°(C_4H_6O_6) = -1.280\ \text{kJ mol}^{-1}$.

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

3.11. a) Calcule la cantidad de calor intercambiado a presión y volumen constante en la combustión completa de 25,0 g de pentano líquido puro a 25°C, sabiendo que el agua formada queda en estado gaseoso.
(Datos $\Delta_f H°$ (kcal mol^{-1}): $C_5H_{12} = -41{,}39$; $H_2O = -57{,}80$; $CO_2 = -94{,}05$. $R = 1{,}987$ cal mol^{-1} K^{-1}).
b) Si el 50,0 % de ese calor se invierte en calentar agua a 27 °C, ¿qué cantidad de agua pasará a vapor a 100 °C?
(Datos. H_2O: Calor específico, $C_e = 1{,}00$ cal g^{-1} °C^{-1}; calor latente de vaporización, $L = 540$ cal g^{-1}).

(Canarias 2012)

a) La ecuación química correspondiente a la combustión del pentano es:

$$C_5H_{12}(l) + 8\ O_2(g) \rightarrow 5\ CO_2(g) + 6\ H_2O(g)$$

▪ El calor medido a presión constante es la variación de entalpía. Su valor asociado al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

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

$$= [6\ \Delta_f H°(H_2O) + 5\ \Delta_f H°(CO_2)] - \Delta_f H°(C_5H_{12}) =$$

$$= \left(6\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-\,57{,}80\ \text{kcal}}{\text{mol}\ H_2O}\right) + \left(5\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{-\,94{,}05\ \text{kcal}}{\text{mol}\ CO_2}\right) - \left(1\ \text{mol}\ C_5H_{12} \cdot \frac{-\,41{,}39\ \text{kcal}}{\text{mol}\ C_5H_{12}}\right)$$

Se obtiene, $\Delta H° = -775{,}7\ \text{kcal mol}^{-1}$.

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

Relacionando la entalpía de combustión con la cantidad de C_5H_{12} que se quema:

$$25{,}0\ \text{g}\ C_5H_{12} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_5H_{12}}{72{,}0\ \text{g}\ C_5H_{12}} \cdot \frac{-\,775{,}7\ \text{kcal}}{1\ \text{mol}\ C_5H_{12}} = -269\ \text{kcal}$$

▪ De acuerdo con la primera ley de la termodinámica, la relación entre el calor molar a presión constante (ΔH) y el calor molar a volumen constante (ΔU) viene dada por la expresión:

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

siendo, Δn = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq reactivos gas = (5 + 6) – 8 = 3

$$\Delta U° = (-775{,}7\ \text{kcal mol}^{-1}) - [3 \cdot (1{,}987{\cdot}10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}] = -777{,}5\ \text{kcal mol}^{-1}$$

Relacionando la energía interna de combustión con la cantidad de C_5H_{12} que se quema:

$$25{,}0\ \text{g}\ C_5H_{12} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_5H_{12}}{72{,}0\ \text{g}\ C_5H_{12}} \frac{-777{,}5\ \text{kcal}}{1\ \text{mol}\ C_5H_{12}} = -270\ \text{kcal}$$

b) Considerando que el proceso de calentamiento se realiza a presión constante y que tiene lugar en un sistema aislado, $Q_{\text{sistema}} = 0$, se puede plantear el siguiente balance de energía:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{H_2O} + Q_{\text{vap}} + Q_c = 0 \quad \rightarrow \quad \begin{cases} Q_{H_2O} = \text{calor absorbido en el calentamiento del agua} \\ Q_{\text{vap}} = \text{calor absorbido en la vaporización del agua} \\ Q_c = \text{calor desprendido en la combustión} \end{cases}$$

donde:

$$Q_{H_2O} = m\,C_e\,\Delta T = m \cdot (1{,}00\ \text{cal g}^{-1}\ °\text{C}^{-1}) \cdot (100 - 27)\ \text{K} = 73{,}0\,m\ \text{cal}$$

$$Q_{\text{vap}} = m\,L_{eb} = m \cdot (540\ \text{cal g}^{-1}) = 540\,m\ \text{cal}$$

$$Q_c = -269\ \text{kcal} \cdot \frac{10^3\ \text{cal}}{1\ \text{kcal}} \cdot \frac{50{,}0\ \text{cal (útil)}}{100\ \text{cal (total)}} = -1{,}35{\cdot}10^5\ \text{cal}$$

La masa de agua vaporizada es:

$$(73\,m\ \text{cal}) + (540\,m\ \text{cal}) + (-1{,}35{\cdot}10^5\ \text{cal}) = 0 \quad \rightarrow \quad m = 220\ \text{g}\ H_2O$$

3.12. A 298 K, la entalpía de combustión de la acetona líquida es de –31,00 kJ g^{-1}. La entalpía de vaporización de la acetona líquida es de 40,00 kJ mol^{-1}. Las entalpías de formación (kcal mol^{-1}) del agua líquida y del $CO_2(g)$ son, respectivamente, –68,30 y –94,05. Calcule las entalpías de formación de la acetona líquida y la acetona gas y la variación de la energía interna correspondiente a las reacciones:

$CH_3COCH_3(l) + 4\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l)$
$CH_3COCH_3(g) + 4\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l)$

(Valencia 2012)

Cambiando unidades:

$$\frac{-31{,}00\ \text{kJ}}{\text{g}\ CH_3COCH_3} \cdot \frac{58{,}00\ \text{g}\ CH_3COCH_3}{1\ \text{mol}} = -1.798\ \text{kJ mol}^{-1}$$

$$\frac{-68{,}30\ \text{kcal}}{\text{mol}} \cdot \frac{4{,}184\ \text{kJ}}{1\ \text{kcal}} = -285{,}8\ \text{kJ mol}^{-1}$$

$$\frac{-94{,}05\ \text{kcal}}{\text{mol}} \cdot \frac{4{,}184\ \text{kJ}}{1\ \text{kcal}} = -393{,}5\ \text{kJ mol}^{-1}$$

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

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

▪ De la combustión de un mol de $CH_3COCH_3(l)$ se obtiene su entalpía de formación:

$$CH_3COCH_3(l) + 4\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l)$$

La variación de entalpía asociada al proceso es:

$$\Delta H° = [3\,\Delta_f H°(H_2O) + 3\,\Delta_f H°(CO_2)] - \Delta_f H°(CH_3COCH_3)$$

$$-1.798\ \text{kJ} = \left(3\ \text{mol}\ H_2O\,\frac{-285{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\right) + \left(3\ \text{mol}\ CO_2\,\frac{-393{,}5\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO_2}\right) - \Delta_f H°(CH_3COCH_3)$$

Se obtiene, $\Delta_f H°(CH_3COCH_3(l)) = -239{,}9\ \text{kJ mol}^{-1}$.

De acuerdo con la primera ley de la termodinámica, la relación entre el calor molar a presión constante (ΔH) y el calor molar a volumen constante (ΔU) viene dada por la expresión:

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

siendo, Δn = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq reactivos gas = 3 – 4 = –1

$$\Delta U° = (-1.798\ \text{kJ mol}^{-1}) - [(-1)\cdot(8{,}314\cdot10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(25+273{,}15)\ \text{K}] = -1.796\ \text{kJ mol}^{-1}$$

▪ De la vaporización de un mol de $CH_3COCH_3(l)$ se obtiene la entalpía de formación de $CH_3COCH_3(g)$:

$$CH_3COCH_3(l) \rightarrow CH_3COCH_3(g)$$

La variación de entalpía asociada al proceso es:

$$\Delta H° = \Delta_f H°(CH_3COCH_3(g)) - \Delta_f H°(CH_3COCH_3(l))$$

$$40{,}00\ \text{kJ} = (1\ \text{mol}\ CH_3COCH_3(g)\cdot\Delta_f H°) - \left(1\ \text{mol}\ CH_3COCH_3(l)\cdot\frac{-239{,}9\ \text{kJ}}{1\ \text{mol}\ CH_3COCH_3(l)}\right)$$

Se obtiene, $\Delta_f H°(CH_3COCH_3(g)) = -199{,}9\ \text{kJ mol}^{-1}$.

▪ Para la combustión de $CH_3COCH_3(g)$:

$$CH_3COCH_3(g) + 4\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l)$$

La variación de entalpía asociada al proceso es:

$$\Delta H° = [3\ \Delta_f H°(H_2O) + 3\ \Delta_f H°(CO_2)] - \Delta_f H°(CH_3COCH_3) =$$

$$= \left(3\ \text{mol}\ H_2O\cdot\frac{-285{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\right) + \left(3\ \text{mol}\ CO_2\cdot\frac{-393{,}5\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO_2}\right) - \left(1\ \text{mol}\ CH_3COCH_3\cdot\frac{-199{,}9\ \text{kJ}}{1\ \text{mol}\ CH_3COCH_3}\right)$$

Se obtiene, $\Delta H° = -1.838\ \text{kJ mol}^{-1}$.

En ninguna de las reacciones se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

La variación de energía interna en este caso es:

$$\Delta U° = (-1.838\ \text{kJ mol}^{-1}) - [(-2)\cdot(8{,}314\cdot10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(25+273{,}15)\ \text{K}] = -1.833\ \text{kJ mol}^{-1}$$

3.13. Dados los calores de formación y de combustión siguientes, y sabiendo que el calor de vaporización del H_2O a 298 K es de 44,0 kJ mol^{-1}. Calcule la variación de entalpía, ΔH, y de energía interna, ΔU, para la reacción a 298 K:

$CH_3COOH(l) + C_2H_5OH(l) \rightarrow CH_3COOC_2H_5(l) + H_2O(g)$

(Datos. $\Delta_c H°$ $CH_3COOC_2H_5(l) = -2.248,0$ kJ mol^{-1}.
$\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1}): $CH_3COOH(l) = -488,6$; $C_2H_5OH(l) = -277,6$; $CO_2(g) = -393,6$; $H_2O(g) = -242,0$.
(Nota. Considere que en la reacción de combustión del acetato de etilo a 298 K el agua formada está en estado líquido).

(Valencia 2013)

Para obtener la entalpía de la reacción de esterificación es preciso determinar previamente las entalpías de formación del $CH_3COOC_2H_5(l)$ y la del $H_2O(l)$.

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

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

▪ A partir del proceso de vaporización del $H_2O(l)$ se obtiene su entalpía de formación:

$$H_2O(l) \rightarrow H_2O(g) \qquad \Delta H° = 44,0 \text{ kJ}$$

$$44,0 \text{ kJ} = \left(1 \text{ mol } H_2O(g) \cdot \frac{-242,0 \text{ kJ}}{\text{mol } H_2O(g)}\right) - (1 \text{ mol } H_2O(l) \cdot \Delta_f H°)$$

Se obtiene, $\Delta_f H°$ ($H_2O(l)$) = –286 kJ mol^{-1}.

▪ A partir de la entalpía de combustión del $CH_3COOC_2H_5(l)$ se obtiene su entalpía de formación:

$$CH_3COOC_2H_5(l) + 5\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l) \qquad \Delta H° = -2.248,0 \text{ kJ}$$

La variación de entalpía de la reacción es:

$$\Delta H° = [4\ \Delta_f H°(H_2O) + 4\ \Delta_f H°(CO_2)] - \Delta_f H°(CH_3COOC_2H_5)$$

$$-2.248,0 \text{ kJ} = \left(4 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{-286,0 \text{ kJ}}{\text{mol } H_2O}\right) + \left(4 \text{ mol } CO_2 \cdot \frac{-393,6 \text{ kJ}}{\text{mol } CO_2}\right) - (1 \text{ mol } CH_3COOC_2H_5 \cdot \Delta_f H°)$$

Se obtiene, $\Delta_f H°$ ($CH_3COOC_2H_5$) = –470,4 kJ mol^{-1}.

No se tiene en cuenta la entalpía de formación del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

▪ Para la reacción de esterificación:

$$CH_3COOH(l) + C_2H_5OH(l) \rightarrow CH_3COOC_2H_5(l) + H_2O(g)$$

La variación de entalpía de la reacción es:

$$\Delta H° = [\Delta_f H°(H_2O) + \Delta_f H°(CH_3COOC_2H_5)] - [\Delta_f H°(CH_3COOH) + \Delta_f H°(C_2H_5OH)] =$$

$$= \left(1 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{-242,0 \text{ kJ}}{\text{mol } H_2O}\right) + \left(1 \text{ mol } CH_3COOC_2H_5 \cdot \frac{-470,4 \text{ kJ}}{\text{mol } CH_3COOC_2H_5}\right) -$$

$$- \left(1 \text{ mol } CH_3COOH \cdot \frac{-488,6 \text{ kJ}}{\text{mol } CH_3COOH}\right) - \left(1 \text{ mol } C_2H_5OH \cdot \frac{-277,6 \text{ kJ}}{\text{mol } C_2H_5OH}\right)$$

Se obtiene, $\Delta H° = 53,80$ kJ mol^{-1}.

De acuerdo con la primera ley de la termodinámica, la relación entre el calor molar a presión constante (ΔH) y el calor molar a volumen constante (ΔU) viene dada por la expresión:

$$\Delta U = \Delta H - \Delta n R T$$

siendo, Δn = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq reactivos gas = 1 – 0 = 1

$$\Delta U° = (53,80 \text{ kJ mol}^{-1}) - [(1) \cdot (8,314 \cdot 10^{-3} \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273,15) \text{ K}] = 51,30 \text{ kJ mol}^{-1}$$

3.14. La siguiente reacción global tiene lugar a 1.400 °C durante el proceso de extracción del hierro de sus minerales en el alto horno:

$$Fe_2O_3(s) + 3\ CO(g) \rightarrow 2\ Fe(s) + 3\ CO_2(g)$$

a) Calcule $\Delta H°$ del proceso.

b) Calcule la variación de energía interna del proceso.

c) Si se dispone de una tonelada de un mineral de hierro con una riqueza del 80 % en masa de Fe_2O_3, y un rendimiento para el proceso del 75 %, calcule la masa de CO necesaria para el proceso y la masa de hierro que se obtiene.

Reacción	Entalpía (kJ)
$FeO(s) + CO(g) \rightarrow Fe\ (s) + CO_2(g)$	+9,00
$Fe_3O_4(s) + CO(g) \rightarrow 3\ FeO(s) + CO_2(g)$	–41,0
$3\ Fe_2O_3(s) + CO(g) \rightarrow 2\ Fe_3O_4(s) + CO_2(g)$	–46,4

(Asturias 2013)

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

$3\ Fe_2O_3(s) + CO(g) \rightarrow 2\ Fe_3O_4(s) + CO_2(g)$ $\quad \Delta H° = 1\ mol \cdot (-46{,}4\ kJ\ mol^{-1})$

$2\ [Fe_3O_4(s) + CO(g) \rightarrow 3\ FeO(s) + CO_2(g)]$ $\quad \Delta H° = 2\ mol \cdot (-41{,}0\ kJ\ mol^{-1})$

$6\ [FeO(s) + CO(g) \rightarrow Fe(s) + CO_2(g)]$ $\quad \Delta H° = 6\ mol \cdot (9{,}00\ kJ\ mol^{-1})$

Sumando estas ecuaciones se obtiene:

$Fe_2O_3(s) + 3\ CO(g) \rightarrow 2\ Fe(s) + 3\ CO_2(g)$ $\quad \Delta H° = -24{,}8\ kJ$

b) De acuerdo con la primera ley de la termodinámica, la relación entre el calor molar a presión constante (ΔH) y el calor molar a volumen constante (ΔU) viene dada por la expresión:

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

siendo, Δn = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq reactivos gas = 3 – 3 = 0

En este caso se cumple que $\Delta U° = \Delta H°$.

c) Relacionando el mineral con el hierro que se extrae:

$$1{,}0\ t\ mineral \cdot \frac{10^6\ g\ mineral}{1\ t\ mineral} \cdot \frac{80\ g\ Fe_2O_3}{100\ g\ mineral} \cdot \frac{1\ mol\ Fe_2O_3}{159{,}6\ g\ Fe_2O_3} \cdot \frac{2\ mol\ Fe}{1\ mol\ Fe_2O_3} = 1{,}0{\cdot}10^4\ mol\ Fe$$

Considerando que el proceso global tienen un rendimiento del 75 %:

$$1{,}0{\cdot}10^4\ mol\ Fe \cdot \frac{55{,}8\ g\ Fe}{1\ mol\ Fe} \cdot \frac{75{,}0\ g\ Fe\ (real)}{100\ g\ Fe\ (teórico)} = 4{,}2{\cdot}10^5\ g\ Fe$$

Relacionando la cantidad de Fe obtenido con la de CO que se necesita:

$$4{,}2{\cdot}10^5\ g\ Fe \cdot \frac{1\ mol\ Fe}{55{,}8\ g\ Fe} \cdot \frac{3\ mol\ CO}{2\ mol\ Fe} \cdot \frac{28{,}0\ g\ CO}{1\ mol\ CO} = 3{,}2{\cdot}10^5\ g\ CO$$

3.15. El caucho sintético es un tipo de elastómero, invariablemente un polímero. Un elastómero es un material con la propiedad mecánica de poder sufrir más deformación elástica bajo estrés que la mayoría de los materiales y aún así regresar a su tamaño original sin deformación permanente. El caucho sintético sirve como un sustituto del caucho natural en muchos casos, especialmente cuando se requieren propiedades mejoradas de los materiales. El caucho sintético puede ser hecho a partir de la polimerización de una variedad de monómeros.
Una fábrica envía a un laboratorio un recipiente, donde pierden la etiqueta del mismo y solo saben que es un hidrocarburo. Una muestra de este hidrocarburo ocupa un volumen de 15,75 mL a 12 °C y 1 atm y su masa es de 37,74 mg. En el laboratorio se hace reaccionar con 150 mL de oxígeno en las mismas condiciones. Tras la combustión, el gas residual resultante fue una mezcla de oxígeno y dióxido de carbono, ocupando un volumen de 118,5 mL. Al pasar la mezcla gaseosa a traves de un absorbente de CO_2, el volumen se redujo a 55,5 mL. Calcule:
a) La fórmula molecular del hidrocarburo.
b) La cantidad de agua formada.
c) La entalpía de combustión de dicho hidrocaburo, en las condiciones del problema.
d) El calor molar a volumen constante de la combustión de dicho hidrocaburo.
b) Proponga tres compuestos que respondan a dicha fórmula.
(Datos. $\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1}) $CO_2(g) = -393,5$; $H_2O(l) = -285,8$; $C_xH_y(g) = -10,00$).

(Galicia 2015)

Suponiendo que el hidrocarburo en estado gaseoso se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene su masa molar:

$$M = \frac{(37,74\text{ mg}) \cdot (0,08206\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1}) \cdot (12 + 273,15)\text{ K}}{1\text{ atm} \cdot 15,75\text{ mL}} \cdot \frac{1\text{ g}}{10^3\text{ mg}} \cdot \frac{10^3\text{ mL}}{1\text{ L}} = 56,03\text{ g mol}^{-1}$$

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del hidrocarburo es:

$$C_xH_y(g) + \left(x + \frac{y}{4}\right) O_2(g) \rightarrow x\ CO_2(g) + \frac{y}{2}\ H_2O(l)$$

Teniendo en cuenta que la mezcla de gases después de ser enfriada (para que condense H_2O) y absorbido el CO_2 solo contiene O_2, el volumen de final de 55,5 mL corresponde al O_2 que queda sin reaccionar (z).

Se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$x\text{ mL } CO_2 + \left(x + \frac{y}{4}\right) O_2\text{ (consumido)} + z\ O_2\text{ (exceso)} = 150\text{ mL}$$

$$x\text{ mL } CO_2 + z\ O_2\text{ (exceso)} = 118,5\text{ mL}$$

$$z\ O_2\text{ (exceso)} = 55,5\text{ mL}$$

Resolviendo el sistema se obtiene:

$$x = 63\text{ mL} \qquad y = 126\text{ mL}$$

Considerando comportamiento ideal para los gases, y de acuerdo con la ley de Avogadro (1811), la relación volumétrica coincide con la relación molar:

$$\frac{y}{x} = \frac{126\text{ mL}}{63\text{ mL}} = \frac{2}{1} \quad \rightarrow \quad \text{fórmula empírica: } (CH_2)_n$$

Para conocer la fórmula molecular es preciso determinar el valor de n, y para eso se utiliza el valor de la masa molar determinada previamente:

$$n = \frac{56,03\text{ g}}{(12,0 + 2,0)\text{ g}} = 4 \quad \rightarrow \quad \text{fórmula molecular: } C_4H_8$$

b) Relacionando la cantidad de hidrocarburo con la de agua:

$$37,74\text{ mg } C_4H_8 \cdot \frac{1\text{ mmol } C_4H_8}{56,03\text{ mg } C_4H_8} \cdot \frac{4\text{ mmol } H_2O}{1\text{ mmol } C_4H_8} \cdot \frac{18,00\text{ mg } H_2O}{1\text{ mmol } H_2O} = 48,52\text{ mg } H_2O$$

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de combustión del hidrocarburo es:

$$C_4H_8(g) + 6\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l)$$

La variación de entalpía de reacción puede calcularse a partir de las entalpías de formación de productos y reactivos:

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

$$= [4\ \Delta_f H°(CO_2) + 4\ \Delta_f H°(H_2O)] - [\Delta_f H°(C_4H_8)] =$$

$$= \left(4\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{-393{,}5\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO_2}\right) + \left(4\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-285{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\right) - \left(1\ \text{mol}\ C_4H_8 \cdot \frac{-10{,}0\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_4H_8}\right)$$

Se obtiene, $\Delta H° = -2.707\ \text{kJ mol}^{-1}$.

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

d) De acuerdo con la primera ley de la termodinámica, la relación entre el calor molar a presión constante (ΔH) y el calor molar a volumen constante (ΔU) viene dada por la expresión:

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

siendo, Δn = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq reactivos gas = 4 – (6 + 1) = –3

El valor del calor molar a volumen constante es:

$$\Delta U = (-2.707\ \text{kJ mol}^{-1}) - [(-3) \cdot (8{,}314{\cdot}10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (12 + 273{,}15)\ \text{K}] = -2.700\ \text{kJ mol}^{-1}$$

e) La fórmula molecular obtenida corresponde a la de un hidrocarburo insaturado con un doble enlace (alqueno u olefina). Tres compuestos compatibles con esa fórmula molecular son:

$CH_2{=}CHCH_2CH_3$	$CH_3CH{=}CHCH_3$	$CH_2{=}C(CH_3)CH_3$
1-buteno	2-buteno	2-metilpropeno

3.16. Cuando en una bomba calorimétrica se queman 0,2530 g de acetona (propanona líquida), se observa una elevación de la temperatura en la bomba de 12,50 °C a 14,60 °C. Si la capacidad calorífica total de la bomba es de 2.815 J K^{-1}, determine:
a) El calor de combustión de la bomba en J g^{-1}.
b) El calor de combustión estándar de la acetona a presión constante.
c) El calor de formación estándar de la acetona a presión constante.
(Datos. $\Delta_f H°$ = (kJ mol^{-1}): $H_2O(l) = -285{,}8$; $CO_2(g) = -393{,}5$).

(Extremadura 2016)

a) La ecuación química correspondiente a la combustión de la acetona es:

$$C_3H_6O(l) + 4\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l)$$

Considerando que el calorímetro es un sistema aislado, en el que no entra ni sale calor, $Q_{\text{sistema}} = 0$, se puede plantear el siguiente balance de energía:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{\text{cal}} + Q_V = 0 \quad \rightarrow \quad \begin{cases} Q_{\text{cal}} = \text{calor absorbido por el calorímetro} \\ Q_V = \text{calor desprendido en la combustión a } V \text{ cte} \end{cases}$$

$$(k_{\text{cal}}\ \Delta T) + Q_V = 0$$

El calor desprendido en la combustión de la muestra es:

$$Q_V = -\frac{2.815\ \text{J K}^{-1}}{0{,}2530\ \text{g}\ C_3H_6O} \cdot (14{,}60 - 12{,}50)\ \text{K} = -2{,}337{\cdot}10^4\ \text{J g}^{-1}$$

b) Expresando este valor en kJ mol^{-1}:

$$Q_V = \Delta U = \frac{-2{,}337{\cdot}10^4\ \text{J}}{\text{g}\ C_3H_6O} \cdot \frac{58{,}0\ \text{g}\ C_3H_6O}{1\ \text{mol}\ C_3H_6O} \cdot \frac{1\ \text{kJ}}{10^3\ \text{J}} = -1.355{,}5\ \text{kJ mol}^{-1}$$

De acuerdo con la primera ley de la termodinámica, la relación entre el calor molar a presión constante (ΔH) y el calor molar a volumen constante (ΔU) viene dada por la expresión:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta nRT$$

Siendo, Δn = moles de gas en productos – moles de gas en reactivos = 7 – 4 = –1

Para la combustión de un mol de acetona:

$$\Delta H = (-1.355{,}5\ \text{kJ mol}^{-1}) + [(-1) \cdot (8{,}31 \cdot 10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}] = -1.358\ \text{kJ mol}^{-1}$$

c) A partir de la combustión de un mol de $CH_3COCH_3(l)$ se obtiene su entalpía de formación.

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

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

$$= [3\, \Delta_f H^\circ(H_2O) + 3\, \Delta_f H^\circ(CO_2)] - \Delta_f H^\circ(CH_3COCH_3)$$

$$-1.358\ \text{kJ} = \left(3\ \text{mol}\ H_2O \frac{-285{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\right) + \left(3\ \text{mol}\ CO_2 \frac{-393{,}5\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO_2}\right) - \Delta_f H^\circ(CH_3COCH_3)$$

Se obtiene, $\Delta_f H^\circ(CH_3COCH_3(l)) = -679{,}9\ \text{kJ mol}^{-1}$.

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H^\circ$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

3.17. El airbag es un sistema de seguridad pasivo usado en automóviles que consiste en una bolsa que se hincha en unos 40 milisegundos desde que se produce el impacto del automóvil con un objeto a velocidades superiores a 30–40 km/h. Para conseguir un inflado tan rápido se usan reacciones químicas que liberan un gas.

Uno de los métodos de inflado rápido de los airbags en automóviles consiste en la liberación de nitrógeno por descomposición de la azida de sodio según las reacciones no igualadas:

[Reacción 1] $NaN_3(s) \rightarrow Na(s) + N_2(g)$

El sodio (sustancia peligrosa) debe eliminarse por lo que se hace reaccionar con nitrato de potasio según:

[Reacción 2] $Na(s) + KNO_3(s) \rightarrow K_2O(s) + Na_2O(s) + N_2(g)$

Como los óxidos de metales alcalinos son muy reactivos, se incluye dióxido de silicio que reacciona según:

[Reacción 3] $K_2O(s) + Na_2O(s) + SiO_2(s) \rightarrow K_2SiO_3(s) + Na_2SiO_3(s)$

con lo se produce un polvo de silicato de sodio y potasio inofensivo para el ser humano.

a.) Escriba la reacción global que se produce.

b) Determine la proporción en masa de azida de sodio, nitrato de potasio y dióxido de silicio necesaria para que se produzcan los procesos descritos.

c) Calcule la cantidad de azida de socio necesaria para inflar un airbag que contenga 50,0 L de dinitrógeno a la temperatura de 25 °C y una presión de 1 atm.

La azida de sodio se prepara comercialmente por reacción entre monóxido de dinitrógeno y amida de sodio, $NaNH_2(s)$, según:

$N_2O(g) + 2\ NaNH_2(s) \rightarrow NaN_3(s) + NaOH(s) + NH_3(g)$ $\quad \Delta_r H = -280$ kJ

d) Calcule la entalpía de descomposición de la azida de sodio descrita en la reacción 1.

e) Argumente si la variación de energía interna será mayor, menor o igual que la de entalpía.

(Datos. $\Delta_f H^\circ$/kJ mol^{-1}: $N_2O(g) = 81{,}6$; $NaNH_2(s) = -123{,}8$; $NaOH(s) = -425{,}8$; $NH_3(g) = -45{,}9$).

(Asturias 2020)

a) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones propuestas son:

$$2\ NaN_3(s) \rightarrow 2\ Na(s) + 3\ N_2(g) \qquad [1]$$

$$10\ Na(s) + 2\ KNO_3(s) \rightarrow K_2O(s) + 5\ Na_2O(s) + N_2(g) \qquad [2]$$

$$K_2O(s) + SiO_2(s) \rightarrow K_2SiO_3(s) \qquad [3\text{-}1]$$

$$Na_2O(s) + SiO_2(s) \rightarrow Na_2SiO_3(s) \qquad [3\text{-}2]$$

conviene desglosar la reacción [3], ya que en la [2] los óxidos formados están en distinta proporción.

Multiplicando las ecuaciones [1] y [3-2] por 5 y sumando las cuatro ecuaciones se obtiene la ecuación química ajustada correspondiente a la reacción global:

$$10\ NaN_3(s) + 2\ KNO_3(s) + 6\ SiO_2(s) \rightarrow 16\ N_2(g) + K_2SiO_3(s) + 5\ Na_2SiO_3(s)$$

b) Calculando las masas correspondientes las cantidades necesarias de reactivos y relacionando todas con la que está menor se obtiene que la proporción en la que reaccionan es:

$$\left.\begin{array}{l} 10\ \text{mol}\ NaN_3 \cdot \dfrac{65{,}0\ \text{g}\ NaN_3}{1\ \text{mol}\ NaN_3} = 650\ \text{g}\ NaN_3 \\ 2\ \text{mol}\ KNO_3 \cdot \dfrac{101{,}1\ \text{g}\ KNO_3}{1\ \text{mol}\ KNO_3} = 202\ \text{g}\ KNO_3 \\ 6\ \text{mol}\ SiO_2 \cdot \dfrac{60{,}0\ \text{g}\ SiO_2}{1\ \text{mol}\ SiO_2} = 360\ \text{g}\ SiO_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad 3{,}28\ \text{g}\ NaN_3/1{,}00\ \text{g}\ KNO_3/1{,}78\ \text{g}\ SiO_2$$

c) Considerando comportamiento ideal, la cantidad de N_2 producido es:

$$n = \frac{1{,}00\ \text{atm} \cdot 50{,}0\ \text{L}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} = 2{,}05\ \text{mol}\ N_2$$

Relacionando esta cantidad de N_2 con la de NaN_3:

$$2{,}05\ \text{mol}\ N_2 \cdot \frac{10\ \text{mol}\ NaN_3}{16\ \text{mol}\ N_2} \cdot \frac{65{,}0\ \text{g}\ NaN_3}{1\ \text{mol}\ NaN_3} = 83{,}1\ \text{g}\ NaN_3$$

d) La variación de entalpía de la reacción puede calcularse a partir de las entalpías de formación de productos y reactivos.

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

Para la reacción propuesta se puede obtener la entalpía de formación de $NaN_3(s)$:

$$\Delta H° = [\Delta_f H°(NaN_3) + \Delta_f H°(NaOH) + \Delta_f H°(NH_3)] - [2\ \Delta_f H°(NaHN_2) + [\Delta_f H°(N_2O)]$$

$$-280\ \text{kJ} = \Delta_f H°(NaN_3) + \left(1\ \text{mol NaOH} \cdot \frac{-425{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol NaOH}}\right) + \left(1\ \text{mol}\ NH_3 \cdot \frac{-45{,}9\ \text{kJ}}{\text{mol}\ NH_3}\right) -$$

$$- \left(2\ \text{mol}\ NaHN_2 \cdot \frac{-123{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol}\ NaHN_2}\right) - \left(1\ \text{mol}\ N_2O \cdot \frac{81{,}6\ \text{kJ}}{\text{mol}\ N_2O}\right)$$

Se obtiene, $\Delta_f H°(NaN_3) = 25{,}7\ \text{kJ mol}^{-1}$

La variación de entalpía de la reacción:

$$2\ NaN_3(s) \rightarrow 2\ Na(s) + 3\ N_2(g)$$

$$\Delta H° = -2\ \Delta_f H°(NaN_3) = -2\ \text{mol}\ NaN_3 \cdot \frac{25{,}7\ \text{kJ}}{\text{mol}\ NaN_3} = -51{,}4\ \text{kJ mol}^{-1}$$

No se tienen en cuenta los valores de $\Delta_f H°$ del $N_2(g)$ y del $Na(s)$ ya que, por convenio, son nulos.

e) Para la reacción de descomposición de la azida de sodio y, de acuerdo con la primera ley de la termodinámica, la relación entre el calor molar a presión constante (ΔH) y el calor molar a volumen constante (ΔU) viene dada por la expresión:

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

siendo, Δn = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq reactivos gas = 3 – 0 = 3

Como $\Delta H < 0$ y $\Delta nRT > 0$, el valor de ΔU será más negativo que ΔH, por tanto, se cumple que $\Delta U < \Delta H$.

(Problema similar al propuesto en Valencia 2018).

V. ESTRUCTURA ATÓMICA

1. ESPECTROS ATÓMICOS, TEORÍA CUÁNTICA Y RADIACIONES ELECTROMAGNÉTICAS

1.1. En un recipiente cerrado se encuentra una cierta cantidad de hidrógeno atómico en estado gaseoso. Eventualmente se producen colisiones reactivas de estos átomos para formar moléculas de H_2, proceso que transcurre con desprendimiento de energía. Suponga que se produce una de estas colisiones y que la molécula de H_2 formada recibe toda la energía liberada en la reacción en forma de energía cinética traslacional. Considere ahora que esta molécula (para la que ignoraremos cualquier otra contribución energética) choca con un átomo de hidrógeno cediéndole, en todo o en parte, su energía cinética. Si el átomo de hidrógeno se encuentra en su estado electrónico fundamental, ¿sería posible el paso a un estado electrónico excitado como consecuencia de esta colisión?
Suponga ahora que un átomo de hidrógeno, en un estado electrónico excitado (por ejemplo, $n = 3$) regresa al nivel fundamental mediante la emisión de un fotón, ¿podría ese fotón disociar una molécula de H_2?
(Dato. Energía de disociación del hidrógeno molecular = 458 kJ mol^{-1}).

(Murcia 1998)

La energía asociada a la formación de una molécula de H_2 es:

$$\frac{458\ \text{kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{10^3\ \text{J}}{1\ \text{kJ}} \cdot \frac{1\ \text{mol}}{6{,}022{\cdot}10^{23}\ \text{moléculas}} = 7{,}60{\cdot}10^{-19}\ \frac{\text{J}}{\text{molécula}}$$

La variación de energía asociada a un salto cuántico se calcula mediante la ecuación de Planck (1900):

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

Relacionando ambas energías se obtiene el número de ondas de ese salto:

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{7{,}60{\cdot}10^{-19}\ \text{J}}{(6{,}626{\cdot}10^{-34}\ \text{J s}) \cdot (2{,}998{\cdot}10^{8}\ \text{m s}^{-1})} \cdot \frac{1\ \text{m}}{10^2\ \text{cm}} = 3{,}83{\cdot}10^{4}\ \text{cm}^{-1}$$

La ecuación que permite calcular la longitud de onda del fotón asociado a un salto cuántico es:

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

Considerando que el átomo se encuentra en su estado fundamental ($n_1 = 1$) para que se produzca un salto electrónico es necesario que la energía aportada ($1/\lambda$) haga que $n_2 \geq 2$.

$$3{,}83{\cdot}10^{4}\ \text{cm}^{-1} = 109.677{,}6\ \text{cm}^{-1} \cdot \left(1 - \frac{1}{n_2^2}\right) \qquad \rightarrow \qquad n_2 = 1{,}24$$

Como se observa, el valor obtenido de 1,24 es menor que 2, por lo que con la energía asociada a la formación de una molécula de H_2 el electrón no puede pasar a un estado electrónico excitado.

La energía del fotón liberado en el salto electrónico desde el nivel cuántico 3 → 1 se calcula mediante la ecuación:

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

El valor de dicha energía es:

$$\Delta E = (6{,}626{\cdot}10^{-34}\ \text{J s}) \cdot (2{,}998{\cdot}10^{8}\ \text{m s}^{-1}) \cdot (109.677{,}6\ \text{cm}^{-1}) \cdot \frac{10^2\ \text{cm}}{1\ \text{m}} \cdot \left(1 - \frac{1}{3^2}\right) = 1{,}937{\cdot}10^{-18}\ \text{J}$$

cambiando las unidades a kJ mol^{-1}:

$$1{,}937{\cdot}10^{-18}\ \frac{\text{J}}{\text{molécula}} \cdot \frac{6{,}022{\cdot}10^{23}\ \text{moléculas}}{\text{mol}} \cdot \frac{1\ \text{kJ}}{10^3\ \text{J}} = 1.166\ \text{kJ mol}^{-1}$$

Como se observa, esta energía (1.166 kJ) es mayor que la de disociación de la molécula de H_2 (458 kJ), por lo que con la energía asociada al fotón emitido al pasar el electrón desde el nivel $n = 3$ hasta el nivel $n = 1$ sí que es posible disociar la molécula de H_2.

1.2. Al hacer incidir cierta radiación sobre átomos de un mismo elemento se observa un espectro de emisión, entre cuyas líneas están las correspondientes a las frecuencias $1{,}826\cdot10^{15}$ s^{-1} y $6{,}385\cdot10^{14}$ s^{-1}.
Determine:
a) La naturaleza de los átomos irradiados.
b) La frecuencia de la radiación incidente.
c) El tamaño de los átomos excitados.
(Datos. En su estado fundamental, el átomo de hidrógeno tiene un radio de 0,529 Å. Suponga aplicable el modelo atómico de Bohr, se cumple $E\,(\text{eV}) = -13{,}2\ (Z^2/n^2)$).

(Murcia 2001)

a) La ecuación que permite calcular la energía correspondiente a un salto electrónico es:

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

siendo para un espectro de emisión, n_1 = nivel de llegada y n_2 = nivel de partida.

La longitud de onda y la frecuencia de una radiación electromagnética están relacionadas por medio de la la ecuación, $c = \lambda\nu$. Para una línea que aparece a $1{,}826\cdot10^{15}$ s^{-1} el valor de la longitud de onda es:

$$\lambda_1 = \frac{2{,}998\cdot10^{8}\ \text{m s}^{-1}}{1{,}826\cdot10^{15}\ \text{s}^{-1}} \cdot \frac{1\ \text{nm}}{10^{-9}\ \text{m}} = 164{,}2\ \text{nm}$$

Ese valor de longitud de onda aparece dentro de la zona UV del EEM (< 400 nm), por lo que se trata de una línea que corresponde a un salto desde un determinado nivel cuántico hasta el nivel $n_1 = 1$ (serie de Lyman).

En el caso de la línea que aparece a $6{,}385\cdot10^{14}$ s^{-1}:

$$\lambda_2 = \frac{2{,}998\cdot10^{8}\ \text{m s}^{-1}}{6{,}385\cdot10^{14}\ \text{s}^{-1}} \cdot \frac{1\ \text{nm}}{10^{-9}\ \text{m}} = 469{,}5\ \text{nm}$$

Ese valor de longitud de onda aparece dentro de la zona VIS del EEM (400–700 nm), por lo que se trata de una línea que corresponde a un salto desde un determinado nivel cuántico hasta el nivel $n_1 = 2$ (serie de Balmer).

Las energías, en eV, correspondientes a dichas frecuencias se calculan mediante la expresión:

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

Las energías asociadas a ambas líneas son, respectivamente:

$$\Delta E = (6{,}626\cdot10^{-34}\ \text{J s}) \cdot (1{,}826\cdot10^{15}\ \text{s}^{-1}) \cdot \frac{1\ \text{eV}}{1{,}602\cdot10^{-19}\ \text{J}} = 7{,}552\ \text{eV}$$

$$\Delta E = (6{,}626\cdot10^{-34}\ \text{J s}) \cdot (6{,}385\cdot10^{14}\ \text{s}^{-1}) \cdot \frac{1\ \text{eV}}{1{,}602\cdot10^{-19}\ \text{J}} = 2{,}641\ \text{eV}$$

Sustituyendo estos valores en la ecuación de la energía correspondiente a un salto electrónico, se puede obtener el valor de Z, la naturaleza de los átomos irradiados, n_1 y n_2, y n_1' y n_2', niveles entre los que se producen los saltos electrónicos propuestos.

$$7{,}552 = 13{,}2 \cdot Z^2 \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right) \qquad 2{,}641 = 13{,}2 \cdot Z^2 \cdot \left(\frac{1}{n_1'^{\,2}} - \frac{1}{n_2'^{\,2}}\right)$$

Dividiendo ambas expresiones se obtiene que:

$$\frac{\left(\frac{1}{n_1^2}-\frac{1}{n_2^2}\right)}{\left(\frac{1}{n_1'^2}-\frac{1}{n_2'^2}\right)}=\frac{7{,}552}{2{,}641}=2{,}860$$

Realizando un tanteo con la hoja de cálculo Excel de Microsoft (resolverlo de otra forma es cuestión de suerte dar con el resultado correcto) se obtiene que los saltos propuestos se realizan entre los niveles:

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

Sustituyendo en las ecuaciones de la energía se obtiene que el valor de Z (naturaleza del átomo) es:

$$Z=\sqrt{\frac{7{,}552/13{,}2}{\frac{1}{2^2}-\frac{1}{3^2}}}\approx 2\ (\text{He}) \qquad Z=\sqrt{\frac{\frac{2{,}641}{13{,}2}}{\frac{1}{3^2}-\frac{1}{4^2}}}\approx 2\ (\text{He})$$

b) La radiación incidente debe proporcionar la energía para realizar el salto electrónico desde el estado fundamental, $n_1=1$, hasta el estado excitado correspondiente al nivel cuántico $n_2=4$.

Se calcula previamente la energía del salto, que tendrá signo positivo ya que para excitar el átomo este debe absorber energía:

$$\Delta E=13{,}2\cdot 2^2\cdot\left(\frac{1}{1}-\frac{1}{4^2}\right)=49{,}5\ \text{eV}$$

Cambiando a unidades del S.I.:

$$\Delta E=49{,}5\ \text{eV}\cdot\frac{1{,}602\cdot10^{-19}\ \text{J}}{1\text{eV}}=7{,}93\cdot10^{-18}\ \text{J}$$

La frecuencia de la radiación con esa energía es:

$$\nu=\frac{7{,}93\cdot10^{-18}\ \text{J}}{6{,}626\cdot10^{-34}\ \text{J s}}=1{,}20\cdot10^{16}\ \text{s}^{-1}$$

c) La ecuación que proporciona el tamaño de los átomos (Å) en el modelo de Bohr (1913) es:

$$r=0{,}529\cdot\frac{n^2}{Z}$$

El tamaño de los átomos excitados del elemento de $Z=2$ con $n=4$ es:

$$r=0{,}529\ \text{Å}\cdot\frac{4^2}{2}\cdot\frac{10^{-10}\ \text{m}}{1\ \text{Å}}=4{,}23\cdot10^{-10}\ \text{m}$$

1.3. Calcule la longitud de onda, la frecuencia y la energía de la radiación que se emite cuando un electrón del átomo de hidrógeno salta del nivel $n=3$ al $n=1$. ¿A qué línea del espectro corresponde? Si la energía del electrón en su estado fundamental es de 13,6 eV, calcule la energía del electrón en el nivel $n=3$.

(Valencia 2005)

La longitud de onda de la radiación asociada a un salto electrónico se calcula por medio de la expresión:

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

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

$$\frac{1}{\lambda}=109.677\ \text{cm}^{-1}\cdot\left(\frac{1}{1}-\frac{1}{3^2}\right)=97.491\ \text{cm}^{-1}$$

$$\lambda=\frac{1}{97.491\ \text{cm}^{-1}}\cdot\frac{1\ \text{m}}{10^2\ \text{cm}}\cdot\frac{1\ \text{nm}}{10^{-9}\ \text{m}}=102{,}6\ \text{nm}$$

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

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

y a partir de la misma se calcula que el valor de la frecuencia de la radiación es:

$$\nu = \frac{2{,}998{\cdot}10^{8}\ \text{m s}^{-1}}{102{,}6\ \text{nm}} \cdot \frac{1\ \text{nm}}{10^{-9}\ \text{m}} = 2{,}922{\cdot}10^{15}\ \text{s}^{-1}$$

La energía de la radiación se calcula mediante la ecuación:

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

El valor de la energía de la radiación emitida en el salto es:

$$\Delta E = (6{,}626{\cdot}10^{-34}\ \text{J s}) \cdot \left(2{,}922{\cdot}10^{15}\ \text{s}^{-1}\right) \cdot \frac{1\ \text{eV}}{1{,}602{\cdot}10^{-19}\ \text{J}} = 12{,}09\ \text{eV}$$

Por tratarse de un espectro de emisión, la energía es desprendida y el signo es negativo, $\Delta E = -12{,}09$ eV.

Se trata de una línea de la serie de Lyman ($n_1 = 1$) que aparece a 102,6 nm.

Si la energía de un electrón en el estado fundamental es 13,6 eV, la energía que posee en un determinado nivel cuántico se calcula mediante la expresión:

$$E(\text{eV}) = -\frac{13{,}6}{n^2}$$

El valor de la energía en el nivel $n = 3$ es:

$$E = -\frac{13{,}6\ \text{eV}}{3^2} = -1{,}51\ \text{eV}$$

1.4. Explique cuántas líneas espectrales cabe esperar en el espectro de emisión del átomo de hidrógeno considerando todas las transiciones posibles entre sus cuatro primeros niveles energéticos.

(Preselección Valencia 2008)

El número de líneas espectrales coincide con el número de saltos electrónicos que se pueden realizar:

- Desde el nivel $n = 4$ es posible realizar tres saltos hasta los niveles $n = 3$, 2 y 1.
- Desde el nivel $n = 3$ es posible realizar dos saltos hasta los niveles $n = 2$ y 1.
- Desde el nivel $n = 2$ solo es posible realizar un salto hasta el nivel $n = 1$.

El número total de saltos y de líneas espectrales posibles es seis.

1.5. Explique cuántas líneas espectrales cabe esperar en el espectro de emisión del átomo de hidrógeno considerando todas las transiciones posibles entre sus cinco primeros niveles energéticos.

(Preselección Valencia 2009)

El número de líneas espectrales coincide con el número de saltos electrónicos que se pueden realizar:

- Desde el nivel $n = 5$ es posible realizar cuatro saltos hasta los niveles $n = 4$, 3, 2 y 1.
- Desde el nivel $n = 4$ es posible realizar tres saltos hasta los niveles $n = 3$, 2 y 1.
- Desde el nivel $n = 3$ es posible realizar dos saltos hasta los niveles $n = 2$ y 1.
- Desde el nivel $n = 2$ solo es posible realizar un salto hasta el nivel $n = 1$.

El número total de saltos y de líneas espectrales posibles es diez.

1.6. Un cocinero usa el horno microondas para calentar su comida. La longitud de onda de la radiación es de 12,0 cm.
a) ¿Cuál es la energía de un fotón de esa radiación?
b) Si usa un horno de 800 W de potencia, ¿cuánto tiempo necesitaría este horno para calentar 100 g de agua a 25 °C hasta 75 °C?
c) ¿Cuántos fotones se consumen en el proceso?

(Castilla-La Mancha 2014)

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

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

El valor de esa energía es:

$$E = \frac{(6{,}626{\cdot}10^{-34}\ \text{J s}) \cdot (2{,}998{\cdot}10^{8}\ \text{m s}^{-1})}{12{,}0\ \text{cm}} \cdot \frac{10^{2}\ \text{cm}}{1\ \text{m}} = 1{,}66{\cdot}10^{-24}\ \text{J}$$

b) El calor necesario para calentar esa cantidad de agua se calcula mediante la ecuación:

$$Q_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{H}_2\text{O}}\ C_{\text{H}_2\text{O}}\ (T - T_0)$$

El calor absorbido por el agua y suministrado por el microondas es:

$$Q_{\text{H}_2\text{O}} = 100\ \text{g} \cdot (4{,}18\ \text{J g}^{-1}\ \text{°C}^{-1}) \cdot (75 - 25)\ \text{°C} = 2{,}09{\cdot}10^{4}\ \text{J}$$

Relacionando esta energía con la potencia del horno de 800 W se obtiene el tiempo de calentamiento:

$$2{,}09{\cdot}10^{4}\ \text{J} \cdot \frac{1\ \text{s}}{800\ \text{J}} = 26{,}1\ \text{s}$$

c) Relacionando la energía necesaria para calentar el agua con la correspondiente a un fotón se calcula el número de fotones necesarios para la operación:

$$2{,}09{\cdot}10^{4}\ \text{J} \cdot \frac{1\ \text{fotón}}{1{,}66{\cdot}10^{-24}\ \text{J}} = 1{,}26{\cdot}10^{28}\ \text{fotones}$$

1.7. Como es conocido, el efecto fotoeléctrico es el fenómeno en el que los fotones de un haz de luz impactan con los electrones de un metal, en el choque ceden toda su energía a los electrones y los expulsan hacia otros átomos. Este movimiento de los electrones durante el proceso es el que origina la corriente eléctrica. Suponga que encarga, dentro de unos años, a un amigo ingeniero que diseñe un interruptor que trabaje mediante efecto fotoeléctrico. Como tiene conocimientos amplios sobre este proceso, le indica que el metal que desea emplear requiere $6{,}70{\cdot}10^{-19}$ J/átomo para arrancar de él un electrón. Responda justificadamente:
a) ¿Funcionará el interruptor cuando choque con el metal luz de longitud de onda igual o mayor a 540 nm?
b) ¿Cuál será la longitud de onda máxima posible a emplear?

(Murcia 2016)

a-b) La longitud de onda máxima del fotón necesario para que se produzca efecto fotoeléctrico se calcula mediante la ecuación de Planck (1900):

$$E = h\nu_0 = \frac{hc}{\lambda_0}$$

El valor de la longitud de onda máxima o crítica, λ_0, es:

$$\lambda_0 = \frac{(6{,}626{\cdot}10^{-34}\ \text{J s}) \cdot (2{,}998{\cdot}10^{8}\ \text{m s}^{-1})}{6{,}70{\cdot}10^{-19}\ \text{J}} \cdot \frac{10^{9}\ \text{nm}}{1\ \text{m}} = 296\ \text{nm}$$

Como se cumple que, $\lambda > \lambda_0$, no se produce el efecto fotoeléctrico, por lo que el interruptor no funciona.

1.8. Es conocido que, si mediante el suministro apropiado de energía, se excita un determinado elemento en fase gas, sus átomos emiten radiación a ciertas frecuencias, lo que constituye su espectro de emisión. Se sabe que un determinado gas absorbe radiación electromagnética a 355 nm y la devuelve completamente emitiendo radiación a dos longitudes de onda. Si una de ellas es 680 nm, ¿cuál será la otra?

(Murcia 2020)

De acuerdo con el principio de conservación de la energía se puede escribir:

$$\Delta E_{\text{total absorción}} = \Delta E_{1\text{ emisión}} + \Delta E_{2\text{ emisión}}$$

La energía asociada a un salto cuántico se calcula mediante la ecuación de Planck (1900):

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

Aplicado a la ecuación inicial resulta:

$$\frac{1}{\lambda_{\text{total}}} = \frac{1}{\lambda_1} + \frac{1}{\lambda_2}$$

Sustituyendo los valores dados se obtiene:

$$\frac{1}{355\text{ nm}} = \frac{1}{680\text{ nm}} + \frac{1}{\lambda_2} \qquad \rightarrow \qquad \lambda_2 = 743\text{ nm}$$

1.9. Las lámparas de vapor de sodio a alta presión se utilizan en el alumbrado de las calles. Las dos líneas más intensas del espectro de sodio están a 589,00 y 589,59 nm. ¿Cuál es la diferencia de energía por fotón entre las radiaciones correspondientes a estas dos líneas?
(Dato. $c = 299.790\text{ km s}^{-1}$).

(Murcia 2022)

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

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

Los valores de las energías de los fotones propuestos son:

$$E_1 = 6{,}626{\cdot}10^{-34}\text{ J s} \cdot \frac{299.770\text{ km s}^{-1}}{589{,}00\text{ nm}} \cdot \frac{10^3\text{ m}}{1\text{ km}} \cdot \frac{1\text{ nm}}{10^{-9}\text{ m}} = 3{,}372{\cdot}10^{-19}\text{ J}$$

$$E_2 = 6{,}626{\cdot}10^{-34}\text{ J s} \cdot \frac{299.770\text{ km s}^{-1}}{589{,}59\text{ nm}} \cdot \frac{10^3\text{ m}}{1\text{ km}} \cdot \frac{1\text{ nm}}{10^{-9}\text{ m}} = 3{,}369{\cdot}10^{-19}\text{ J}$$

La diferencia de energía entre ambos fotones es:

$$\Delta E = (3{,}372{\cdot}10^{-19} - 3{,}369{\cdot}10^{-19}) = 3{,}000{\cdot}10^{-22}\text{ J}$$

2. EL MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD Y EL ÁTOMO DE BOHR

2.1. De acuerdo con el modelo atómico de Bohr, la energía de los diferentes niveles electrónicos de los átomos hidrogenoides (un átomo hidrogenoide es aquel que posee un solo electrón, como por ejemplo He^+, Li^{2+}, etc.) viene dada, en eV, por:

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

donde Z representa el número de protones del núcleo.
Suponga las especies hidrogenoides He^+ y Be^{3+}, y que ambas se encuentran en su estado electrónico fundamental. Según el modelo de Bohr:
a) ¿En cuál de ellas giraría el electrón más rápidamente?
b) ¿Cuál sería la relación entre las velocidades de ambos electrones?
c) ¿Cuál de los dos electrones describirá órbitas más próximas al núcleo?

(Murcia 1997)

a) En el modelo propuesto por Bohr (1913), se obtienen las siguientes ecuaciones para el radio de la órbita y la velocidad del electrón:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{mv^2}{r} = \dfrac{1}{4\pi\varepsilon_0}\cdot\dfrac{Ze^2}{r^2} \\ \\ mvr = n\dfrac{h}{2\pi} \end{array}\right\} \quad \rightarrow \quad \left\{\begin{array}{l} v = \dfrac{Ze^2}{2h\varepsilon_0}\cdot\dfrac{1}{n} \\ \\ r = \dfrac{h^2\varepsilon_0}{Z\pi me^2}\cdot n^2 \end{array}\right.$$

Para ambas especies, $n = 1$, y como la velocidad con la que gira el electrón es directamente proporcional al valor de Z, gira más rápido el electrón de la especie Be^{3+}.

b) Relacionando las velocidades del electrón en las especies Be^{3+} y He^+ se obtiene:

$$\frac{v_{Be^{3+}}}{v_{He^+}} = \frac{\dfrac{Z_{Be^{3+}}\ e^2}{2h\varepsilon_0}\cdot\dfrac{1}{n}}{\dfrac{Z_{He^+}\ e^2}{2h\varepsilon_0}\cdot\dfrac{1}{n}} \quad \rightarrow \quad \frac{v_{Be^{3+}}}{v_{He^+}} = \frac{Z_{Be^{3+}}}{Z_{He^+}} = 2$$

c) Para ambas especies, $n = 1$, y como el radio de la órbita en la que gira el electrón es inversamente proporcional al valor de Z:

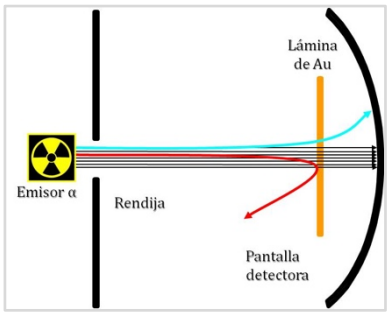
$$r = \frac{h^2\varepsilon_0}{Z\pi me^2}\cdot 1^2$$

Se obtiene que el electrón de la especie Be^{3+} describe órbitas más próximas al núcleo.

2.2. Para los enunciados siguientes A y B, solo una afirmación es correcta. Indique las afirmaciones correctas para cada enunciado.
A. Rutherford y sus colaboradores realizaron experimentos en los que dirigían un haz de partículas alfa sobre una delgada lámina de oro, y observaron que:
a) La mayoría de las partículas se desviaban mucho
b) Se desviaban pocas partículas y con ángulos pequeños
c) Se desviaban la mayoría de las partículas con ángulos pequeños
d) Se desviaban pocas partículas, pero con ángulos grandes
B. De este hecho dedujeron que:
a) Los electrones son partículas de masa elevada
b) Las partes del átomo con carga positiva son muy pequeñas y pesadas
c) Las partes del átomo con carga positiva se mueven a velocidades cercanas a la de la luz
d) El diámetro del electrón es aproximadamente igual al diámetro del núcleo

(Valencia 1998)

El experimento realizado por E. Rutherford, H. Geiger y E. Marsden en 1907 en Manchester llevó a la propuesta de nuevo modelo atómico, el modelo nuclear.



Las afirmaciones correctas para las opciones A y B son, respectivamente:

d) Se desviaban pocas partículas, pero con ángulos grandes.

b) Las partes del átomo con carga positiva son muy pequeñas y pesadas.

2.3. El estado electrónico fundamental del átomo de hidrógeno se puede escribir como $1s^1$ indicando que el único electrón reside en el orbital $1s$. Si se le aporta suficiente energía al átomo se le puede promover a un orbital de mayor energía como el $2p$ o el $3p$. La energía de un electrón en el átomo de hidrógeno viene dada por:

$$E_n = -R_H\, Z^2/n^2$$

donde R_H es la constante de Rydberg $= -2{,}179\cdot10^{-18}$ J, Z es el número de protones en el núcleo del átomo y n es el número cuántico principal involucrado. Calcule:

a) La energía de un electrón en un orbital $2p$ de un átomo de hidrógeno excitado.

b) La energía necesaria para una transición $1s \rightarrow 2p$ en el átomo de hidrógeno.

c) La energía de ionización de un ion helio, He^+.

d) Cuando un electrón pasa de un nivel superior a otro inferior desprende energía en forma de luz. La frecuencia de esa luz, ν, está relacionada con la diferencia de energía entre los dos niveles, ΔE, según:

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

donde h es la constante de Planck $= 6{,}626\cdot10^{-34}$ J s.

Calcule la frecuencia de la luz emitida en la transición $2p \rightarrow 1s$ en el átomo de hidrógeno (llamada línea α-Lyman del hidrógeno).

e) La supernova E0102-72, a 200.000 años-luz de la Tierra, muestra un contenido en oxígeno un billón de veces superior al de la Tierra. Allí la temperatura es de millones de kelvin lo que provoca que el oxígeno se encuentre en formas iónicas como O^{7+}. Esto se ha detectado por la frecuencia de su línea α-Lyman (transición de $n = 2$ a $n = 1$). Calcule la frecuencia línea α-Lyman del ion O^{7+}.

f) ¿Qué otro elemento presenta su línea α-Lyman a $2{,}471\cdot10^{17}$ Hz? Calcule Z e indique de qué elemento se trata.

(Murcia 2019)

---

a) En el modelo propuesto por Bohr (1913), la energía de un electrón de un átomo de hidrógeno excitado a un orbital $2p$ es:

$$E_{2p} = -(2{,}179\cdot10^{-18}\ \text{J})\cdot\frac{1}{2^2} = -5{,}448\cdot10^{-18}\ \text{J}$$

b) La variación de energía asociada al salto $1s \rightarrow 2p$ es:

$$\Delta E = -(2{,}179\cdot10^{-18}\ \text{J})\cdot\left(\frac{1}{2^2}-\frac{1}{1}\right) = 1{,}634\cdot10^{-18}\ \text{J}$$

El signo positivo de la energía se debe a que se absorbe energía para que se produzca el salto.

c) La ionización de una especie implica el salto electrónico desde el orbital en el que se encuentra el electrón hasta ∞. La variación de energía asociada a ese salto, $1s \rightarrow \infty$, es:

$$\Delta E = -(2{,}179\cdot10^{-18}\ \text{J})\cdot\left(\frac{2}{\infty}-\frac{2^2}{1}\right) = 8{,}716\cdot10^{-18}\ \text{J}$$

El signo positivo de la energía se debe a que se absorbe energía para que se produzca el salto.

d) La frecuencia asociada al salto electrónico $2p \rightarrow 1s$, cuya energía se ha calculado en el apartado b) es:

$$\nu = \frac{1{,}634 \cdot 10^{-18}\ \text{J}}{6{,}626 \cdot 10^{-34}\ \text{J s}} = 2{,}466 \cdot 10^{15}\ \text{Hz}$$

e) La variación de energía asociada al salto $2s \rightarrow 1s$ para el ion O^{7+} es:

$$\Delta E = -(2{,}179 \cdot 10^{-18}\ \text{J}) \cdot \left(\frac{7^2}{2^2} - \frac{7^2}{1}\right) = 8{,}008 \cdot 10^{-17}\ \text{J}$$

La frecuencia asociada a este salto electrónico es:

$$\nu = \frac{8{,}008 \cdot 10^{-17}\ \text{J}}{6{,}626 \cdot 10^{-34}\ \text{J s}} = 1{,}209 \cdot 10^{17}\ \text{Hz}$$

f) La variación de energía asociada al salto $2s \rightarrow 1s$ con la frecuencia propuesta es:

$$\Delta E = (6{,}626 \cdot 10^{-34}\ \text{J s}) \cdot (2{,}471 \cdot 10^{17}\ \text{Hz}) = 1{,}637 \cdot 10^{-16}\ \text{J}$$

Sustituyendo en la ecuación de la energía de un nivel cuántico se obtiene el valor de Z que identifica al elemento en cuestión:

$$1{,}637 \cdot 10^{-16}\ \text{J} = -(2{,}179 \cdot 10^{-18}\ \text{J}) \cdot \left(\frac{Z^2}{2^2} - \frac{Z^2}{1}\right) \qquad \rightarrow \qquad Z = 10$$

El elemento cuyo número atómico, $Z = 10$, es el neón (Ne).

3. NÚMEROS CUÁNTICOS Y ORBITALES ATÓMICOS

3.1. a) ¿Cuál de los siguientes símbolos proporciona más información acerca del átomo: ^{23}Na o $_{11}$Na? ¿Por qué?
b) Indique los números cuánticos que definen el orbital que ocupa el electrón diferencial del $_{33}$As.
c) Si el átomo de $_{33}$As gana tres electrones, ¿cuál será la configuración electrónica del ion resultante?

(Extremadura 1998)

a) En el símbolo ^{23}Na, 23 es el número másico, que indica el número de nucleones (protones + neutrones) que existen en el núcleo de ese átomo.

▪ En el símbolo $_{11}$Na, 11 es el número atómico, que indica el número de protones que existen en el núcleo de ese átomo. Como se trata de una especie neutra, ese número también indica el número de electrones.

El símbolo que ofrece más información es $_{11}$Na, ya que solo existe un átomo con $Z = 11$, sin embargo, puede haber varios con $A = 23$.

b) Los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón son:

$$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty \qquad l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1) \qquad m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l \qquad m_s = \pm \tfrac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \qquad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \qquad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \qquad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f$$

La estructura electrónica abreviada del $_{33}$As es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^3$ y su electrón diferenciador se encuentra en un orbital $4p$ al que, de acuerdo con lo expuesto referente a los números cuánticos, le corresponden los siguientes valores de los mismos:

$$\text{orbital } 4p \rightarrow \begin{cases} n = 4 \\ l = 1 \\ m_l = -1, 0, 1 \end{cases}$$

c) Si el átomo $_{33}$As capta tres electrones se transforma en el ion $_{33}As^{3-}$ y adquiere una configuración electrónica de gas noble, muy estable, que es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$.

3.2. Indique, justificando la respuesta, la posible existencia de los orbitales:
a) $2f$ b) $5g$ c) $3p$
d) $4d$ e) $3g$ f) $5f$

(Valencia 2002)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty \qquad l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1) \qquad m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l \qquad m_s = \pm \tfrac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f \quad l = 4 \rightarrow \text{orbital } g$$

a) Al orbital $2f$ le corresponden los números cuánticos $n = 2$ y $l = 3$. Este último valor es imposible ya que si $n = 2$, los únicos valores posibles de l son 0 o 1, por tanto, el orbital $2f$ no puede existir.

b) Al orbital $5g$ le corresponden los números cuánticos $n = 5$ y $l = 4$. Valores que son correctos, por tanto, el orbital $5g$ sí puede existir.

c) Al orbital $3p$ le corresponden los números cuánticos $n = 3$ y $l = 1$. Valores que son correctos, por tanto, el orbital $3p$ sí puede existir.

d) Al orbital $4d$ le corresponden los números cuánticos $n = 4$ y $l = 2$. Valores que son correctos, por tanto, el orbital $4d$ sí puede existir.

e) Al orbital $3g$ le corresponden los números cuánticos $n = 3$ y $l = 4$. Este último valor es imposible ya que si $n = 3$, los únicos valores posibles de l son 0, 1 o 2, por tanto, el orbital $3g$ no puede existir.

f) Al orbital $5f$ le corresponden los números cuánticos $n = 5$ y $l = 3$. Valores que son correctos, por tanto, el orbital $5f$ sí puede existir.

3.3. De las siguientes combinaciones de números cuánticos (n, l, m_l), justifique cuáles son incorrectas.
a) (2, 0, 0) **b) (2, 2, 0)** **c) (2, 1, –1)**
d) (2, 1, 2) **e) (0, 0, 0)**

(Preselección Valencia 2003)

Los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón son:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n - 1)$ $m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $l = 1 \rightarrow$ orbital p $l = 2 \rightarrow$ orbital d $l = 3 \rightarrow$ orbital f $l = 4 \rightarrow$ orbital g

a) El conjunto de números cuánticos (2, 0, 0) es correcto ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un orbital $2s$.

b) El conjunto de números cuánticos (2, 2, 0) es incorrecto ya que si el número cuántico $n = 2$, el número cuántico l solo puede valer 0 o 1.

c) El conjunto de números cuánticos (2, 1, –1) es correcto ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un orbital $2p$.

d) El conjunto de números cuánticos (2, 1, 2) es incorrecto ya que si el número cuántico $l = 1$, el número cuántico m_l solo puede valer 0 y ± 1.

e) El conjunto de números cuánticos (0, 0, 0) es incorrecto ya que el número cuántico n debe valer por lo menos 1.

3.4. En los siguientes párrafos modifique, de aquello que no está subrayado, lo que sea incorrecto:
a) Para un fotón la relación entre la frecuencia (ν) y la longitud de onda (λ) es $\nu = 1/\lambda$.
b) Los fotones de luz ultravioleta de $\lambda = 300$ nm poseen menor energía que los de radiación infrarroja de $\lambda = 1.000$ nm.
c) En un átomo hidrogenoide la energía de los orbitales $3d$ es mayor que la del orbital $3s$.
d) Si un electrón tiene los números cuánticos $n = 6$, $l = 4$, $m_l = -3$, $m_s = +½$ el orbital que ocupa es el $6f$.
e) La serie de líneas de Balmer del átomo de hidrógeno corresponde a las transiciones desde $n = 3$, 4, 5, 6,... hasta $n = 1$ ($n =$ nº cuántico principal).
f) En el átomo de hidrógeno la transición $3d \rightarrow 3p$ solo genera una línea espectral en el espectro de emisión del hidrógeno

(Valencia 2005) (Valencia 2011)

a) La relación entre la frecuencia y la longitud de onda viene dada por la expresión:

$$c = \lambda \nu$$

b) La energía de un fotón se calcula mediante la expresión:

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

Como se observa, la energía es inversamente proporcional al valor de la longitud de onda, λ, por tanto, los fotones de luz UV de $\lambda = 300$ nm poseen mayor energía que los de radiación IR de $\lambda = 1.000$ nm.

c) De acuerdo con el diagrama de energía de Moeller para el orden de llenado de orbitales, los orbitales $3d$ tienen mayor energía que los orbitales $3s$.

d) Un electrón que se encuentra en un orbital $6f$ tiene los siguientes valores para los números cuánticos:

$n = 6$ $l = 3$ $m_l = 0, \pm1, \pm2, \pm3$ $m_s = \pm½$

e) La serie de líneas de Balmer del átomo de hidrógeno corresponde a las transiciones desde $n = 3, 4, 5, 6,\ldots$ hasta $n = 2$ (n = nº cuántico principal).

f) Un electrón que se encuentra en el orbital $3d$ solo genera una línea en el espectro de emisión cuando cae al orbital $3p$.

3.5. El átomo de azufre tiene un valor de $Z = 16$. Indique cuál es su configuración electrónica y escriba la serie completa de los cuatro números cuánticos para los cuatro electrones que se encuentran en el orbital $3p$.

(Canarias 2006)

Los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón son:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n - 1)$ $m_l = -l,\ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $l = 1 \rightarrow$ orbital p $l = 2 \rightarrow$ orbital d $l = 3 \rightarrow$ orbital f $l = 4 \rightarrow$ orbital g

La configuración electrónica abreviada del azufre ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y pd:

$3s$	$3p$		
↑↓	↑↓	↑	↑

Los cuatro últimos electrones se encuentran en orbitales $3p$ a los que, de acuerdo con lo expuesto referente a los números cuánticos, les corresponden los siguientes valores de los mismos:

$n = 3$ (por tratarse de un orbital del tercer nivel de energía)

$l = 1$ (por tratarse de un orbital p)

$m_l = 0, +1, -1$ (por la existencia de 3 orbitales p, ya que el subnivel p está triplemente degenerado). Dos de los electrones del subnivel p tendrán el mismo valor de m_l; los otros dos electrones tendrán, cada uno de ellos, uno de los dos valores restantes.

$m_s = +½, -½$. Tres de los electrones del subnivel p tendrán el mismo valor de m_s; y el cuarto, que comparte el valor m_l con otro electrón tendrá el espín opuesto.

3.6. El electrón más externo del átomo, en estado fundamental, de cierto elemento tiene los números cuánticos $n = 3$, $l = 2$, $m_l = 2$, $m_s = ½$. Suponiendo que no hay otro electrón con la misma energía, indique, justificando la respuesta:
a) ¿Cuál es el número atómico, Z, de dicho elemento?
b) Grupo y bloque al que pertenece.
c) Símbolo de dicho elemento.

(Valencia 2008)

Los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón son:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $l = 0, 1, 2, \ldots, (n - 1)$ $m_l = -l,\ldots, 0, \ldots, +l$ $m_s = \pm ½$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $\quad l = 1 \rightarrow$ orbital p $\quad l = 2 \rightarrow$ orbital d $\quad l = 3 \rightarrow$ orbital f

a) Teniendo en cuenta que los valores de los números cuánticos indican:

$n = 3 \rightarrow$ tercer nivel de energía o periodo

$l = 2 \rightarrow$ subnivel de energía d

este subnivel de energía $3d$ está degenerado, pero como dice que no existe otro electrón con la misma energía quiere decir que hay un único electrón en los orbitales $3d$. De acuerdo con esto, la estructura electrónica abreviada del elemento en su estado fundamental es [Ar] $4s^2\ 3d^1$. Como se trata de un átomo en su estado fundamental, su número atómico, Z, viene dado por su número de electrones (protones) que es 18 (Ar) + 2 ($4s$) + 1 ($3d$) = 21.

b) La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 3 y el que tenga electrones d que pertenece al bloque de los metales de transición.

c) El valor máximo de $n = 4$ indica que se trata de un elemento del cuarto periodo, por lo que se trata del escandio, de símbolo Sc.

3.7. De los siguientes conjuntos de números cuánticos, indique cuáles son posibles y cuáles no, justificando la respuesta:
a) 2, 1, –1, ½
b) 7, 3, 1, –½
c) 6, 4, –4, –½
d) 3, 3, 0, ½
e) 0, 0, 0, ½

(Valencia 2009)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$ $\quad l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1)$ $\quad m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$ $\quad m_s = \pm ½$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $\quad l = 1 \rightarrow$ orbital p $\quad l = 2 \rightarrow$ orbital d $\quad l = 3 \rightarrow$ orbital f $\quad l = 4 \rightarrow$ orbital g

a) El conjunto de números cuánticos (2, 1, –1, ½) para un electrón es posible, ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón situado en un orbital $2p$.

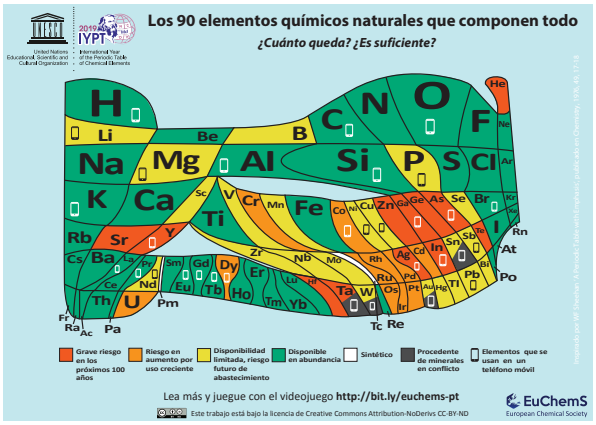
b) El conjunto de números cuánticos (7, 3, 1, –½) para un electrón es posible, ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón situado en un orbital $7f$.

c) El conjunto de números cuánticos (6, 4, –4, –½) para un electrón es posible, ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón situado en un orbital $6g$.

d) El conjunto de números cuánticos (3, 3, 0, ½) para un electrón es imposible, ya que si el número cuántico $n = 3$, el número cuántico l solo puede valer 0, 1 o 2.

e) El conjunto de números cuánticos (0, 0, 0, ½) para un electrón es imposible, ya que el número cuántico n no puede valer 0.

3.8. El año 2019 ha sido declarado el Año Internacional de la tabla Periódica (IYPT2019) y la Sociedad Europea de Química (EuChemS), ha diseñado esta singular Tabla Periódica esperando que estimule a la reflexión y, en última instancia, a la acción. Esta tabla nos indica que los telefonos inteligentes (smartphones) que se están utilizando en la actualidad se compone de unos 30 elementos, de los cuales, la mitad, pueden ser motivo de preocupación en los próximos años debido a que su escasez va en aumento. Cada mes, solamente en la Unión Europea, unos 10 millones de teléfonos inteligentes (smartphones) son desechados y/o reemplazados. Es por lo que, se necesita examinar las políticas de residuos y reciclar correctamente tales artículos, ya que, de lo contrario, se corre el riesgo de que muchos de los elementos naturales que integran el mundo que nos rodea se agoten, ya sea debido a suministros limitados, su ubicación en zonas de conflicto, o a la incapacidad de reciclarlos completamente.



En este problema se trabajará con algunos de esos elementos que componen un smartphone...

Tierras raras es el nombre común de 17 elementos químicos, algunos de ellos se utilizan en pequeñas cantidades para producir los colores en la pantalla de los teléfonos inteligentes (smartphones). Conociendo que un electrón en la capa de valencia del átomo de uno de estos elementos, en estado fundamental, tiene los números cuánticos $n = 4$, $l = 2$, $m_l = -2$, $m_s = +½$. Y suponiendo que no hay otro electrón con la misma energía, indique, justificando la respuesta, el símbolo de dicho elemento, grupo y bloque al que pertenece.

(Galicia 2019)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty \qquad l = 0, 1, 2, \ldots, (n-1) \qquad m_l = -l, \ldots, 0, \ldots, +l \qquad m_s = \pm ½$$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \qquad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \qquad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \qquad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f \qquad l = 4 \rightarrow \text{orbital } g$$

Si un electrón de la capa de valencia de un átomo en su estado fundamental tiene los siguientes valores de números cuánticos:

$n = 4$ → se trata de un orbital del cuarto nivel de energía (periodo 4)

$l = 2$ → ser trata de un orbital d (bloque d, metales de transición)

Dado que no existe otro electrón con la misma energía eso quiere decir que hay un único electrón en los orbitales $4d$ y da lo mismo los valores que tomen los número cuánticos m_l y m_s, que en este caso son −2 y +½, respectivamente. De acuerdo con esto, la estructura electrónica abreviada del elemento en su estado fundamental es [Kr] $5s^2\ 4d^1$. Como se trata de un átomo en su estado fundamental, su número atómico, Z, viene dado por su número de electrones (protones) que es 36 (Kr) + 2 ($5s$) + 1 ($4d$) = 39.

El elemento en cuestión ocupa el primer orbital del bloque d, luego pertenece al grupo 3 de la tabla periódica, por tanto, se trata del elemento itrio cuyo símbolo es Y, que, según la tabla periódica publicada por Euchems, es un elemento utilizado en los smartphones.

(Problema similar al propuesto en Valencia 2008).

4. CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS Y PRINCIPIO DE CONSTRUCCIÓN (AUFBAU)

4.1. Agrupe los iones con la misma configuración electrónica: Li^+, B^{3+}, Ca^{2+}, Al^{3+}, Mg^{2+}, S^{2-}, F^-, H^-, Cl^-, O^{2-}, N^{3-}, P^{3-}.

(Valencia 2002)

▪ La configuración electrónica del H ($Z = 1$) es $1s^1$, y si capta un electrón para completar su capa más externa se transforma en el ion H^- cuya configuración electrónica es $1s^2$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Li ($Z = 3$) es [He] $2s^1$, y si cede el electrón de su capa más externa se transforma en el ion Li^+ cuya configuración electrónica es $1s^2$.

▪ La configuración electrónica abreviada del B ($Z = 5$) es [He] $2s^2\ 2p^1$, y si cede los tres electrones de su capa más externa se transforma en el ion B^{3+} cuya configuración electrónica es $1s^2$.

H^-, Li^+ y B^{3+} son especies isoelectrónicas y tienen la configuración $1s^2$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Al ($Z = 13$) es [Ne] $3s^2\ 3p^1$, y si cede los tres electrones de su capa más externa se transforma en el ion Al^{3+} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) es [Ne] $3s^2$, y si cede los dos electrones de su capa más externa se transforma en el ion Mg^{2+} y adquiere la configuración [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del F ($Z = 9$) es [He] $2s^2\ 2p^5$, y si capta un electrón para completar su capa más externa se transforma en el ion F^- cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del O ($Z = 8$) es [He] $2s^2\ 2p^4$, y si capta dos electrones para completar su capa más externa se transforma en el ion O^{2-} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del N ($Z = 7$) es [He] $2s^2\ 2p^3$, y si capta tres electrones para completar su capa más externa se transforma en el ion N^{3-} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

Al^{3+}, Mg^{2+}, F^-, O^{2-} y N^{3-} son especies isoelectrónicas y tienen la configuración [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ca ($Z = 20$) es [Ar] $4s^2$, y si cede los dos electrones de su capa más externa se transforma en el ion Ca^{2+} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Cl ($Z = 17$) es [Ne] $3s^2\ 3p^5$, y si capta un electrón para completar su capa más externa se transforma en el ion Cl^- cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del S ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$, y si capta dos electrones para completar su capa más externa se transforma en el ion S^{2-} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del P ($Z = 15$) es [Ne] $3s^2\ 3p^3$, y si capta tres electrones para completar su capa más externa se transforma en el ion P^{3-} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

Ca^{2+}, S^{2-}, Cl^- y P^{3-} son especies isoelectrónicas y tienen la configuración [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

4.2. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas, justifique cuáles son aceptables como configuración electrónica en el estado fundamental, cuáles lo son como configuración electrónica excitada y cuáles son prohibidas.

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

b) $1s^2\ 2s^2\ 3d^1$

c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 2d^2$

d) $7d^2$

e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3p^1$

(Valencia 2003)

a) La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ cumple el principio de mínima energía por lo que corresponde a un estado fundamental.

b) La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 3d^1$ incumple el principio de mínima energía, ya que antes de comenzar a llenarse el subnivel $3d$ debía haberse ocupado el subnivel $2p$, por lo que corresponde a un estado excitado.

c) La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 2d^2$ corresponde a un estado prohibido, ya que no existe el subnivel $2d$.

d) La configuración electrónica $7d^2$ incumple el principio de mínima energía, ya que antes de ocuparse el subnivel $7d$ debía haberse llenado el subnivel $1s$, por lo que corresponde a un estado excitado.

e) La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3p^1$ incumple el principio de mínima energía, ya que antes de ocuparse el subnivel $3p$ debía haberse llenado el subnivel $3s$, por lo que corresponde a un estado excitado.

4.3. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas, justifique cuáles son aceptables como configuraciones electrónicas en el estado fundamental de algún elemento, cuáles los son como configuraciones electrónicas excitadas y cuáles son prohibidas:
a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 5g^1$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 2d^1$
c) $2s^1$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^8\ 3s^1$
e) $5g^1$

(Preselección Valencia 2006)

a) La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 5g^1$ incumple el principio de mínima energía, ya que antes de ocuparse el subnivel $5g$ debía haberse llenado el subnivel $3s$, por lo que corresponde a un estado excitado.

b) La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 2d^1$ corresponde a un estado prohibido, ya que no existe el subnivel $2d$.

c) La configuración electrónica $2s^1$ incumple el principio de mínima energía, ya que antes de ocuparse el subnivel $2s$ debía haberse llenado el subnivel $1s$ por lo que corresponde a un estado excitado.

d) La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^8\ 3s^1$ corresponde a un estado prohibido, ya que de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925):

> "en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los espines opuestos",

por lo que en los tres orbitales $2p$ caben solo seis electrones.

e) La configuración electrónica $5g^1$ incumple el principio de mínima energía, ya que antes de ocuparse el subnivel $5g$ debía haberse empezado a llenar el subnivel $1s$, por lo que corresponde a un estado excitado.

4.4. ¿Qué elementos presentan las siguientes configuraciones electrónicas del estado fundamental? Señale a qué grupo de la tabla periódica pertenece cada elemento.
a) [Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^4$
b) [He] $2s^2\ 2p^2$
c) [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^1$
d) [Xe] $6s^2$

(Preselección Valencia 2007)

a) Para el elemento cuya configuración electrónica abreviada es [Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^4$ la suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 16 de la tabla periódica y el valor de $n = 5$ que es del quinto periodo, por lo que se trata del telurio.

b) Para el elemento cuya configuración electrónica abreviada es [He] $2s^2\ 2p^2$ la suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 14 (los orbitales d no se comienzan a llenar hastar el cuarto periodo) de la tabla periódica y el valor de $n = 2$ que es del segundo periodo, por lo que se trata del carbono.

c) Para el elemento cuya configuración electrónica abreviada es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^1$ la suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 13 de la tabla periódica y el valor $n = 4$ que es del cuarto periodo, por lo que se trata del galio.

d) Para el elemento cuya configuración electrónica abreviada es [Xe] $6s^2$ la suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 2 de la tabla periódica y el valor $n = 6$ que es del sexto periodo, por lo que se trata del bario.

4.5. Determine si cada una de las siguientes configuraciones electrónicas representa el estado fundamental o un estado excitado del átomo dado.

	1s	2s	2p		
C	↑↓	↑↓	↑↓		
N	↑↓	↑↓	↑	↓	↑
Be	↑↓	↑	↑		
O	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

(Preselección Valencia 2009)

Para que un átomo se encuentre en un estado fundamental todos sus electrones deben cumplir los principios del proceso "aufbau":

– Principio de mínima energía:

"los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes".

– Principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

"en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos".

– Principio de exclusión de Pauli:

"dentro de un orbital se pueden alojar, como máximo, dos electrones con sus espines antiparalelos".

▪ La configuración electrónica propuesta para el átomo de carbono:

$1s$	$2s$	$2p$		
↑↓	↑↓	↑↓		

corresponde a un estado excitado, ya que los electrones de uno de los orbitales $2p$ deberían estar desapareados y con espines paralelos, por lo que se incumple el principio de máxima multiplicidad de Hund.

▪ La configuración electrónica propuesta para el átomo de nitrógeno:

$1s$	$2s$	$2p$		
↑↓	↑↓	↑	↓	↑

corresponde a un estado excitado, ya que uno de los electrones de los orbitales $2p$ no tiene el mismo espín que los otros, por lo que se incumple el principio de máxima multiplicidad de Hund.

▪ La configuración electrónica propuesta para el átomo de berilio:

$1s$	$2s$	$2p$		
↑↓	↑	↑		

corresponde a un estado excitado, ya que el electrón situado en el orbital $2p$ debería ocupar el $2s$, por lo que se incumple el principio de mínima energía.

▪ La configuración electrónica propuesta para el átomo de oxígeno:

$1s$	$2s$	$2p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

corresponde a un estado fundamental, ya que todos los electrones cumplen los tres principios.

4.6. Complete la siguiente tabla:

Z	Símbolo	Elemento	Configuración electrónica de la especie
31	Ga		Ga^{3+}
35	Br		Br^-
52	Te		Te^{2-}
82	Pb		Pb

(Preselección Valencia 2008)

▪ La configuración electrónica abreviada del Ga, galio, ($Z = 31$) es [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^1$, y si cede los tres electrones de su capa más externa se transforma en el ion Ga^{3+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^{10}$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Br, bromo, ($Z = 35$) es [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$, y si capta un electrón y completa su capa más externa se transforma en el ion Br^- cuya configuración electrónica es [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Te, telurio, ($Z = 52$) es [Kr] $5s^2\ 4d^{10}\ 5p^4$, y si capta dos electrones y completa el orbital $5p$ se transforma en el ion Te^{2-} cuya configuración electrónica es [Kr] $5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Pb ($Z = 82$) es [Xe] $4f^{14}\ 6s^2\ 5d^{10}\ 6p^2$.

La tabla completa es:

Z	Símbolo	Elemento	Configuración electrónica de la especie
31	Ga	galio	Ga^{3+} [Ar] $3d^{10}$
35	Br	bromo	Br^- [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$
52	Te	telurio	Te^{2-} [Kr] $5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6$
82	Pb	plomo	Pb [Xe] $4f^{14}\ 6s^2\ 5d^{10}\ 6p^2$

4.7. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas, explique cuáles son aceptables como configuraciones del estado fundamental de algún elemento, cuáles lo son como configuraciones electrónicas excitadas y cuáles son prohibidas:
a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^2\ 2d^2$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^1$
c) $3s^1$
d) $8g^1$
e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$

(Preselección Valencia 2008)

a) La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^2\ 2d^2$ corresponde a un estado prohibido, ya que el subnivel $2d$ no existe. Además, los dos electrones situados en dicho subnivel deberían estar en el subnivel $2p$, por lo que también incumple el principio de mínima energía.

b) La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^1$ incumple el principio de mínima energía, ya que antes de ocuparse el subnivel $3d$ debería haberse llenado el subnivel $4s$, por lo que corresponde a un estado excitado.

c) La configuración electrónica $3s^1$ incumple el principio de mínima energía, ya que antes de ocuparse el subnivel $3s$ debía haberse empezado a llenar el subnivel $1s$, por lo que corresponde a un estado excitado.

d) La configuración electrónica $8g^1$ incumple el principio de mínima energía ya que antes de ocuparse el subnivel $8g$ debía haberse empezado a llenar el subnivel $1s$, por lo que corresponde a un estado excitado.

e) La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$ cumple todos los principios del proceso "aufbau" por lo que corresponde a un estado fundamental.

4.8. Escriba las configuraciones electrónicas de las siguientes especies: Cr, Cr^{2+} y Cr^{3+}.

(Valencia 2009)

▪ La configuración electrónica abreviada del Cr, cromo, ($Z = 24$) debería ser [Ar] $4s^2\ 3d^4$, aunque si desaparea el electrón del orbital $4s$ y lo promociona al orbital $3d$ incumple el principio de mínima energía que dice:

"los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes",

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

"en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

se consigue una estructura electrónica [Ar] $4s^1\ 3d^5$, que presenta los orbitales $4s$ y $3d$, semillenos, con seis electrones desapareados, con más multiplicidad, por tanto, con menos energía y por ello más estable.

$4s$	$3d$				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

▪ Si el cromo cede dos electrones, uno del orbital $4s$ y otro de uno de los orbitales $3d$, se transforma en el ion Cr^{2+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^4$ y con una distribución de electrones en los orbitales $3d$:

$4s$	$3d$				
	↑	↑	↑	↑	

▪ Si el cromo cede tres electrones, uno del orbital $4s$ y dos del orbital $3d$, se transforma en el ion Cr^{3+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^3$ y con una distribución de electrones en los orbitales $3d$:

$4s$	$3d$				
	↑	↑	↑		

4.9. Complete la siguiente tabla:

Nº atómico	Símbolo	Elemento	Configuración electrónica de la especie
34	**Se**		**Se^{2-}**
51	**Sb**		**Sb**
81	**Tl**		**Tl^{+}**
88	**Ra**		**Ra**

(Preselección Valencia 2009)

▪ La configuración electrónica abreviada del Se, selenio, ($Z = 34$) es [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^4$, y si capta dos electrones y completa el orbital $4p$ se transforma en el ion Se^{2-} cuya configuración electrónica es [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Sb, antimonio, ($Z = 51$) es [Kr] $5s^2\ 4d^{10}\ 5p^3$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Tl, talio, ($Z = 81$) es [Xe] $4f^{14}\ 6s^2\ 5d^{10}\ 6p^1$, y si cede el electrón del orbital $6p$ se transforma en el ion Tl^{+} cuya configuración electrónica es [Xe] $4f^{14}\ 6s^2\ 5d^{10}$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ra, radio ($Z = 88$) es [Rn] $7s^2$.

La tabla completa es:

Nº atómico	Símbolo	Elemento	Configuración electrónica de la especie
34	Se	selenio	Se^{2-} [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$
51	Sb	antimonio	Sb [Kr] $5s^2\ 4d^{10}\ 5p^3$
81	Tl	talio	Tl^{+} [Xe] $4f^{14}\ 6s^2\ 5d^{10}$
88	Ra	radio	Ra [Rn] $7s^2$

4.10. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas, explique cuáles son aceptables como configuraciones electrónicas en el estado fundamental de algún elemento, cuáles lo son como excitadas y cuáles son prohibidas:
a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 4s^1$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 3f^2$
c) $3d^1$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 5g^1$
e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5\ 4s^3$
f) $3f^1$
g) $1s^2\ 2s^2\ 2p^5\ 3s^1$
h) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{14}$
i) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{12}\ 4s^2$

(Preselección Valencia 2009) (Valencia 2009) (Preselección Valencia 2010)

a) La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 4s^1$ incumple el principio de mínima energía, ya que antes de ocuparse el subnivel $4s$ debía haberse llenado el subnivel $3s$, por lo que corresponde a un estado excitado.

b) La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 3f^2$ corresponde a un estado prohibido, ya que no existe el subnivel $3f$.

c) La configuración electrónica $3d^1$ incumple el principio de mínima energía, ya que antes de ocuparse el subnivel $3d$ debía haberse empezado a llenar el subnivel $1s$, por lo que corresponde a un estado excitado.

d) La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 5g^1$ incumple el principio de mínima energía, ya que antes de ocuparse el subnivel $5g$ debía haberse empezado a llenar el subnivel $3s$, por lo que corresponde a un estado excitado.

e) La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5\ 4s^3$ corresponde a un estado prohibido ya que de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925):

> "en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los espines opuestos"

por lo que en el orbital $4s$ caben solo dos electrones.

f) La configuración electrónica $3f^1$ corresponde a un estado prohibido, ya que no existe el subnivel $3f$.

g) La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^5\ 3s^1$ incumple el principio de mínima energía, ya que antes de ocuparse el subnivel $3s$ debía haberse completado el subnivel $2p$, por lo que corresponde a un estado excitado.

h-i) Las configuraciones electrónicas $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{14}$ y $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{12}\ 4s^2$ corresponden a estados prohibidos, ya que en los cinco orbitales del subnivel $3d$ caben solo diez electrones.

4.11. Complete la siguiente tabla:

Nº atómico	Símbolo	Elemento	Configuración electrónica de la especie
49	In		In^+
52	Te		Te^{2-}
56	Ba		Ba
83	Bi		Bi

(Preselección Valencia 2010)

▪ La configuración electrónica abreviada del In, indio, ($Z = 49$) es [Kr] $5s^2\ 4d^{10}\ 5p^1$, y si cede el electrón situado en el orbital $5p$ se transforma en el ion In^+ cuya configuración electrónica es [Kr] $5s^2\ 4d^{10}$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Te, telurio, ($Z = 52$) es [Kr] $5s^2\ 4d^{10}\ 5p^4$, y si capta dos electrones y completa el orbital $5p$ se transforma en el ion Te^{2-} cuya configuración electrónica es [Kr] $5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ba, bario, ($Z = 56$) es [Xe] $6s^2$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Bi, bismuto, ($Z = 83$) es [Xe] $4f^{14}\ 6s^2\ 5d^{10}\ 6p^3$.

La tabla completa es:

Nº atómico	Símbolo	Elemento	Configuración electrónica de la especie
49	In	indio	In^+ [Kr] $5s^2\ 4d^{10}$
52	Te	telurio	Te^{2-} [Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^6$
56	Ba	bario	Ba [Xe] $6s^2$
83	Bi	bismuto	Bi [Xe] $4f^{14}\ 6s^2\ 5d^{10}\ 6p^3$

4.12. Complete la siguiente tabla:

Nº atómico	**Símbolo**	**Elemento**	**Configuración electrónica de la especie**
33	**As**		**As^{3-}**
52	**Te**		**Te**
81	**Tl**		**Tl**
82	**Pb**		**Pb^{2+}**

(Preselección Valencia 2011)

▪ La configuración electrónica abreviada del As, arsénico, ($Z = 33$) es [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^3$, y si capta tres electrones y completa el orbital $4p$ se transforma en el ion As^{3-} cuya configuración electrónica es [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Te, telurio, ($Z = 52$) es [Kr] $5s^2\ 4d^{10}\ 5p^4$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Tl, talio, ($Z = 81$) es [Xe] $4f^{14}\ 6s^2\ 5d^{10}\ 6p^1$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Pb, plomo, ($Z = 82$) es [Xe] $4f^{14}\ 6s^2\ 5d^{10}\ 6p^2$, y si cede los dos electrones que se encuentran situados en el orbital $6p$ se transforma en el ion Pb^{2+} cuya configuración electrónica es [Xe] $4f^{14}\ 6s^2\ 5d^{10}$.

La tabla completa es:

Nº atómico	Símbolo	Elemento	Configuración electrónica de la especie
33	As	arsénico	As^{3-} [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$
52	Te	telurio	Te [Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^4$
81	Tl	talio	Tl [Xe] $6s^2$
82	Pb	plomo	Pb^{2+} [Xe] $4f^{14}\ 6s^2\ 5d^{10}$

VI. LA TABLA PERIÓDICA

1. LA TABLA PERIÓDICA

1.1. Se dispone de 12,80 g de un óxido de hierro que por un proceso de reducción originan 7,66 g de hierro. El rendimiento de este proceso ha sido del 85,58 %.
a) Determine la fórmula del óxido de hierro.
b) Nombre el óxido obtenido de dos formas (dos nomenclaturas).
c) Indique las valencias iónicas del hierro y del oxígeno en este óxido.
d) Escriba las configuraciones electrónicas de los iones resultantes del apartado c.

(Extremadura 1999)

a) La masa de Fe que se debería de haber obtenido teniendo en cuenta el rendimiento propuesto es:

$$7{,}66\ \text{g Fe} \cdot \frac{100\ \text{g Fe (teórico)}}{85{,}58\ \text{g Fe (real)}} = 8{,}95\ \text{g Fe}$$

La masa de O que contiene el óxido es:

$$12{,}80\ \text{g óxido} - 8{,}95\ \text{g Fe} = 3{,}85\ \text{g O}$$

La fórmula empírica del óxido de hierro es:

$$\frac{3{,}85\ \text{g O}}{8{,}95\ \text{g Fe}} \cdot \frac{55{,}8\ \text{g Fe}}{1\ \text{mol Fe}} = \frac{3\ \text{mol O}}{2\ \text{mol Fe}} \quad \rightarrow \quad \text{fórmula empírica: } Fe_2O_3$$

b) El nombre que corresponde al compuesto Fe_2O_3 es óxido de hierro(III) o trióxido de dihierro.

c-d) La valencia iónica de un elemento viene dada por el número de electrones que gana o pierde para formar un ion estable.

La configuración electrónica abreviada del O ($Z = 8$) es [He] $2s^2\ 2p^4$, y si capta dos electrones para completar su capa más externa se transforma en el ion O^{2-} que tiene una configuración electrónica muy estable, de gas noble, que es [He] $2s^2\ 2p^6$, por lo que su valencia iónica es –2.

▪ La configuración electrónica abreviada del Fe ($Z = 26$) es [Ar] $4s^2\ 3d^6$, y si cede los tres electrones más alejados del núcleo, los dos del orbital $4s$ y otro de uno de los orbitales $3d$, se transforma en el ion Fe^{3+} que tiene una configuración electrónica muy estable, con el subnivel semilleno, que es [Ar] $3d^5$, por lo que su valencia iónica es +3.

1.2. Teniendo en cuenta los datos recogidos en la tabla, referentes a los átomos de tres elementos desconocidos X, Y, Z. Indique:

Elemento	*Z*	*A*
X	5	11
Y	19	39
Z	35	80

a) La composición de los núcleos de X e Y.
b) Las configuraciones electrónicas de X y Z. ¿De qué elementos se trata?
c) Dos isótopos de Y. Represéntelos.
d) El tipo de enlace y la fórmula más probable de la unión de X con Z.

(Canarias 2004)

a) De acuerdo con los conceptos de nº atómico (Z) y nº másico (A) son:

Z = nº de protones = nº de electrones (átomo neutro)

A = nº de protones + nº de neutrones

se puede escribir la siguiente tabla:

Elemento	nº atómico	nº másico	protones	neutrones
X	5	11	5	6
Y	19	39	19	20
Z	35	80	35	45

b) La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 11$ es [Ne] $3s^1$. La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 1 (es preciso tener en cuenta que el subnivel d no comienza a llenarse hasta el cuarto periodo) y el valor de $n = 3$ que pertenece al tercer periodo. Se trata del sodio (Na).

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 35$ es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$. La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 17 y el valor de $n = 4$ que pertenece al cuarto periodo. Se trata del bromo (Br).

c) Los isótopos del elemento Y deben tener el mismo número atómico 19 (igual número de protones), pero diferente número másico (diferente número de neutrones). Por ejemplo, dos isótopos de este elemento serían $^{39}_{19}\text{Y}$ y $^{40}_{19}\text{Y}$.

d) Si el átomo sodio cede el electrón del subnivel $3s$ se transforma en el ion Na^+ y adquiere una configuración electrónica, muy estable, de gas noble [He] $2s^2\ 2p^6$.

Si el átomo de Br capta un electrón completa el subnivel $4p$ se transforma en el ion Br^- y adquiere una configuración electrónica, muy estable, de gas noble [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$.

De acuerdo con la condición de electroneutralidad ambos iones forman un compuesto con enlace predominantemente iónico de fórmula NaBr.

1.3. Teniendo en cuenta los datos recogidos en la tabla, referentes a los átomos de tres elementos desconocidos X, Y, Z:

Elemento	Z	A
X	14	28
Y	17	35
Z	20	40

a) Calcule el número de protones, electrones y neutrones de cada uno.
b) Razone cuál será el que tiene mayor tendencia a formar iones positivos y cuál forma iones negativos.
c) El tipo de enlace que se puede formar entre X y Z. ¿Cuál sería la fórmula del compuesto?

(Canarias 2005)

a) De acuerdo con los conceptos de nº atómico (Z) y nº másico (A) son:

Z = nº de protones = nº de electrones (átomo neutro)

A = nº de protones + nº de neutrones

se puede escribir la siguiente tabla:

Elemento	nº atómico	nº másico	protones	electrones	neutrones
X	14	28	14	14	14
Y	17	35	17	17	18
Z	20	40	20	20	20

b) La configuración electrónica abreviada del elemento X con $Z = 14$ es [Ne] $3s^2\ 3p^2$. La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 14 (es preciso tener en cuenta que el subnivel d no comienza a llenarse hasta el cuarto periodo) y el valor de $n = 3$ que pertenece al tercer periodo. Se trata del silicio (Si).

Al tener cuatro electrones en su capa de valencia tiene tendencia similar a formar iones positivos o negativos.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento Y ($Z = 17$) es [Ne] $3s^2\ 3p^5$. La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 17 (es preciso tener en cuenta que el subnivel d no comienza a llenarse hasta el cuarto periodo) y el valor de $n = 3$ que pertenece al tercer periodo. Se trata del cloro (Cl).

Al tener siete electrones en su capa de valencia tiene tendencia a ganar un electrón formando el ion Cl^- y adquirir estructura electrónica, muy estable, de gas noble.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento Z ($Z = 20$) es [Ar] $4s^2$. La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 2 y el valor de $n = 4$ que pertenece al cuarto periodo. Se trata del calcio (Ca).

Al tener dos electrones en su capa de valencia tiene tendencia cederlos formando el ion Ca^{2+} y adquirir estructura electrónica, muy estable, de gas noble.

c) De acuerdo con la condición de electroneutralidad, ambos iones forman un compuesto enlace predominantemente iónico de fórmula $CaCl_2$.

1.4. Escriba las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos de número atómico, Z= 16, 19, 31, 35 y 56, indicando el grupo de la tabla periódica al que pertenecen.

(Preselección Valencia 2006)

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento $Z = 16$ es [Ne] $3s^2\ 3p^4$. La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 16 (el tercer periodo no presenta electrones d).

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento $Z = 19$ es [Ar] $4s^1$. La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 1.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento $Z = 31$ es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^1$. La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 13.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento $Z = 35$ es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$. La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 17.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento $Z = 56$ es [Xe] $6s^2$. La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 2.

1.5. La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ corresponde a un ion X^{2+}. Responda de forma razonada a las siguientes cuestiones:
a) ¿Cuál es el número atómico de X? ¿A qué periodo pertenece este elemento? ¿Cuántos electrones de valencia posee el elemento X?
b) Que tipo de enlace formará un elemento X con otro elemento A cuya configuración electrónica sea $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$? ¿Por qué? Indique la fórmula del compuesto resultante.

(Canarias 2007)

a) La configuración electrónica asignada al ion X^{2+} indica que contiene 18 electrones, como se trata de un ion con dos cargas positivas quiere decir que ha perdido dos electrones, por lo que al átomo neutro le corresponde la configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$ o de forma abreviada [Ar] $4s^2$. Como tiene tres capas electrónicas completas y el valor de $n = 4$ indica que el elemento pertenece al cuarto periodo y posee 2 electrones de valencia. Sumando los electrones se obtiene que su número atómico es $Z = 20$.

b) Un elemento A con una configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ tiende a captar un electrón para conseguir una estructura electrónica, muy estable, de gas noble, [He] $2s^2\ 2p^6$, y formar el ion A^-. Se trata de un elemento muy electronegativo.

Como se ha visto, el elemento X tiene tendencia a formar el ion X^{2+} con una estructura electrónica, muy estable, de gas noble. Se trata de un elemento poco electronegativo.

Debido a la elevada diferencia de electronegatividad, entre ambos elementos se forma un enlace predominantemente iónico, y de acuerdo con la condición de electroneutralidad se deben combinar dos iones A^- con un ion X^{2+} por lo que la fórmula del compuesto que resulta es XA_2.

1.6. Dados los elementos A ($Z = 6$), B ($Z = 9$) y C ($Z = 19$) y sin necesidad de tener que identificarlos, se pide:
a) El número de electrones de valencia de cada uno.
b) Indique cuáles son metales y cuáles no metales.
c) La fórmula de los compuestos que B puede formar con todos los demás, indicando cuáles son iónicos y cuáles covalentes.
d) El elemento que presentará mayor afinidad electrónica.
e) El elemento menos electronegativo.

(Canarias 2011)

▪ Elemento $Z = 6$

a-b) La configuración electrónica abreviada del elemento A ($Z = 6$) es [He] $2s^2\ 2p^2$. Tiene cuatro electrones de valencia y forma enlaces covalentes compartiendo los cuatro electrones de su capa más externa con otros átomos, se trata de un no metal.

▪ Elemento $Z = 9$

a-b) La configuración electrónica abreviada del elemento B ($Z = 9$) es [He] $2s^2\ 2p^5$. Tiene siete electrones de valencia y tiende a captar (formando un enlace iónico) o a compartir un electrón con otro átomo (formando un enlace covalente), se trata de un no metal.

▪ Elemento $Z = 19$

a-b) La configuración electrónica abreviada del elemento C ($Z = 19$) es [Ar] $4s^1$. Tiene un electrón de valencia y tiende a ceder el electrón de su capa más externa a otro átomo formando un enlace iónico, se trata de un metal.

c) La fórmula más probable para la combinación de B con A es AB_4, ya que A comparte cuatro electrones mientras que B solo uno para conseguir ambos una estructura electrónica muy estable de gas noble. Al tratarse de elementos que no tienden a ceder electrones el enlace es predominantemente covalente.

La fórmula más probable para la combinación de B con C es CB, ya que C cede un electrón mientras que B lo capta para conseguir ambos una estructura electrónica muy estable de gas noble. Al tratarse de elementos que uno de ellos tiende a ceder electrones y el otro a captarlos el enlace es predominantemente iónico.

d) De los tres elementos propuestos el que presenta mayor afinidad electrónica es aquel cuyo número atómico, $Z = 9$, ya que tiene siete electrones de valencia y tiene una elevada tendencia a completar su capa de valencia captando o compartiendo un único electrón para conseguir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

e) De los tres elementos propuestos el que presenta menor electronegatividad es aquel cuyo número atómico es $Z = 19$, ya que por tener un único electrón de valencia posee una elevada tendencia a cederlo para conseguir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

1.7. Complete la siguiente tabla:

Z	Símbolo	Elemento	Configuración electrónica de la especie	Grupo
31	Ga		Ga	
34	Se		Se^{2-}	
50	Sn		Sn^{2+}	
83	Bi		Bi	

(Preselección Valencia 2012)

▪ La configuración electrónica abreviada del Ga, galio, ($Z = 31$) es [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^1$. La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 13.

▪ La configuración electrónica abreviada del Se, selenio, ($Z = 34$) es [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^4$. La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 16.

Si capta dos electrones y completa el orbital $4p$ se transforma en el ion Se^{2-} cuya configuración electrónica es $[Ar]\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Sn, estaño, ($Z = 50$) es $[Kr]\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^2$. La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 14.

Si cede los dos electrones situados en el orbital $5p$ se transforma en el ion Sn^{2+} cuya configuración electrónica es $[Kr]\ 5s^2\ 4d^{10}$.

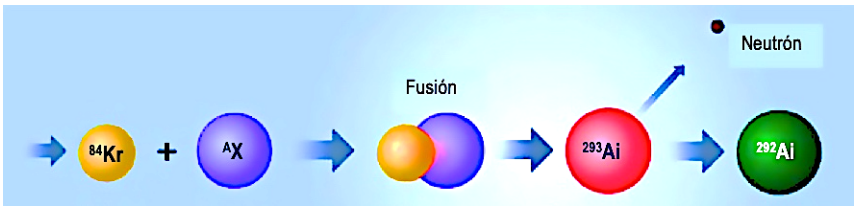
▪ La configuración electrónica abreviada del Bi, bismuto, ($Z = 83$) es $[Xe]\ 4f^{14}\ 6s^2\ 5d^{10}\ 6p^3$. La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 15.

La tabla completa es:

Z	Símbolo	Elemento	Configuración electrónica de la especie	Grupo
31	Ga	galio	Ga $[Ar]\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^1$	13
34	Se	selenio	Se^{2-} $[Ar]\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$	16
50	Sn	estaño	Sn^{2+} $[Kr]\ 5s^2\ 4d^{10}$	14
83	Bi	bismuto	Bi $[Xe]\ 4f^{14}\ 6s^2\ 5d^{10}\ 6p^3$	15

1.8. Aigor, el fiel e inepto ayudante del profesor Sergei Deveraux, la inefable becaria Pepita Borderline y el técnico de laboratorio Manolo von Vortex han conseguido lo que desde hace años persiguen multitud de grupos de investigadores de indudable prestigio internacional: la "cold fusion", procedimiento de síntesis de nuevos elementos químicos con temperaturas relativamente bajas comparadas con las necesarias para la fusión nuclear, anunciado en 1984 por los americanos Stanley Pons y Martin Fleischmann.

El éxito alcanzado por Aigor y sus colegas se ha conseguido con un reactor de fusión portátil que Aigor y Manolo han construido cuando pretendían arreglar una vieja heladera con la que fabricar la famosa horchata valenciana. Con esta increíble máquina y lo aprendido con el profesor Deveraux sobre síntesis de nuevos elementos después de su estancia en Berkeley con Seaborg, McMillan y Ghiorso, han conseguido sintetizar unos pocos átomos del nuevo elemento número 119 de la tabla periódica, al que han bautizado provisionalmente con el nombre de "aigorio" (Ai) hasta que la IUPAC decida el nombre oficial del mismo. Mediante un espectrómetro de masas han determinado que el núclido obtenido tiene un número másico de 293.



Un esquema del proceso de fusión que han realizado es el que muestra la imagen.

a) Escriba la estructura electrónica del "aigorio".

b) Especifique el número de cada una de las partículas que contienen ambos núcleos de Ai.

c) Identifique el grupo y el periodo de la tabla periódica a los que pertenece este hipotético elemento.

d) Explique si el "aigorio" es diamagnético o paramagnético.

e) En el esquema del proceso, se observa que el proyectil que han empleado para bombardear es un isótopo de kriptón de número másico 84. ¿Cuál es el isótopo ^{A}X que han utilizado como blanco?

(Valencia 2019)

a) El aigorio ($Z = 119$) tiene la siguiente estructura electrónica abreviada: $[Og]\ 8s^1$.

b) De acuerdo con los conceptos de nº atómico (Z) y nº másico (A) son:

Z = nº de protones = nº de electrones (átomo neutro)

A = nº de protones + nº de neutrones

Si $Z = 119$ indica que tiene 119 protones y si $A = 293$ contiene 174 neutrones; y si $A = 292$ contiene 173 neutrones.

c) Como el electrón diferenciador es el $8s^1$ el elemento se encuentra en el periodo 8 y grupo 1 de la tabla periódica.

d) Presenta un electrón desapareado en el único orbital no está completamente ocupado, por lo que se trata de una especie paramagnética.

e) El blanco X empleado es el isótopo $^{209}_{83}\text{Bi}$ y la reacción nuclear de fusión es:

$$^{84}_{36}\text{Kr} + {}^{209}_{83}\text{Bi} \rightarrow {}^{293}_{119}\text{Ai} \rightarrow {}^{292}_{119}\text{Ai} + {}^{1}_{0}\text{n}$$

1.9. Se dispone de cinco elementos que se identifican con las letras A, B, C, D y E; y de cinco números atómicos (Z) 11, 17, 36, 21 y 13. Además se sabe que:

a) D forma con el hidrógeno un compuesto de fórmula DH_3

b) C es un elemento muy inerte

c) AE es un compuesto iónico

d) A_2 es un compuesto covalente

e) B es un metal de transición de número de oxidación +3

Haciendo uso de toda esta información indique qué número atómico corresponde a cada elemento.

(Canarias 2020)

Para los elementos propuestos:

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$. De la misma se deduce que se trata de un metal alcalino que tiende a ceder el electrón de su última capa y formar compuestos con enlace predominantemente iónico.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento ($Z = 17$) es [Ne] $3s^2\ 3p^5$. De la misma se deduce que se trata de un no metal que pertenece al grupo de los halógenos cuya molécula es diatómica y que forma compuestos covalentes e iónicos.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento ($Z = 36$) es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$. De la misma se deduce que se trata de un gas noble que es inerte.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento ($Z = 21$) es [Ar] $4s^2\ 3d^1$. De la misma se deduce que se trata de un metal de transición que si cede los tres electrones situados en los subniveles $4s$ y $3d$ adquiere una configuración electrónica, de gas noble, muy estable y forma un ion con número de oxidación +3.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento ($Z = 13$) es [Ne] $3s^2\ 3p^1$. De la misma se deduce que se trata de un metal que tiene tres electrones en su capa de valencia y cuando se combina con el hidrógeno forma un compuesto de fórmula XH_3.

De acuerdo con lo expuesto los elementos y números atómicos propuestos se relacionan como:

$_{11}\text{E}$ $_{13}\text{D}$ $_{17}\text{A}$ $_{21}\text{B}$ $_{36}\text{C}$

1.10. Escriba la configuración electrónica correspondiente al estado fundamental de:

a) El elemento de número atómico 43.

b) El cuarto gas noble.

c) El elemento del tercer periodo con mayor radio atómico.

d) El elemento del grupo 15 de mayor carácter metálico.

(Canarias 2022)

a) La configuración electrónica abreviada del elemento con número atómico, $Z = 43$, es [Kr] $5s^2\ 4d^5$.

b) La configuración electrónica abreviada del cuarto gas noble, el Kr, es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$.

c) El radio de los elementos de un periodo aumenta conforme disminuye la carga nuclear del elemento, es decir, al desplazarse hacia la izquierda en la tabla periódica, por tanto, la configuración electrónica abreviada del elemento del tercer periodo con mayor radio atómico, el sodio, es [Ne] $3s^1$.

d) El carácter metálico de los elementos de un grupo aumenta conforme aumenta el número de capas electrónicas del elemento, es decir, al desplazarse hacia abajo en la tabla periódica, por tanto, la configuración electrónica abreviada del elemento del grupo 15 con mayor carácter metálico, el moscovio, es [Rn] $7s^2\ 5f^{14}\ 6d^{10}\ 7p^3$.

1.11. Complete la siguiente tabla:

Z	Configuración electrónica	Periodo	Grupo	Representativo, transición o transición interna
15				
	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$	4	2	
	[Ar] $4s^2\ 3d^{10}$			
42				

(Canarias 2023)

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento de $Z = 15$ es [Ne] $3s^2\ 3p^3$. El valor máximo de $n = 3$, indica que pertenece al periodo 3 y la suma de los superíndices indica que es un elemento del grupo 15 (es preciso recordar que en los tres primeros periodos no hay electrones d). Se trata de un elemento representativo ya que su último electrón está alojado en un orbital p.

▪ Dada la configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$, el valor máximo de $n = 3$, indica que pertenece al periodo 3 y la suma de los superíndices de este periodo indica que es un elemento del grupo 18 (es preciso recordar que en los tres primeros periodos no hay electrones d). Se trata de un elemento representativo ya que su último electrón está alojado en un orbital p. La suma de todos los superíndices indica que su número atómico es, $Z = 18$.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento situado en el grupo 2 y periodo 4 de la tabla periódica es [Ar] $4s^2$. Se trata de un elemento representativo ya que su último electrón está alojado en un orbital s. Teniendo en cuenta que el Ar es elemento con $Z = 18$, la suma de todos los superíndices indica que su número atómico es, $Z = 20$.

▪ Dada la configuración electrónica abreviada [Ar] $4s^2\ 3d^{10}$, el valor máximo de $n = 4$, indica que pertenece al periodo 4 y la suma de los superíndices de este periodo indica que es un elemento del grupo 12. Se trata de un elemento de transición ya que su último electrón está alojado en un orbital d. Teniendo en cuenta que el Ar es elemento con $Z = 18$, la suma de todos los superíndices indica que su número atómico es, $Z = 30$.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento de $Z = 42$ es [Kr] $5s^2\ 4d^4$. El valor máximo de $n = 5$, indica que pertenece al periodo 5 y la suma de los superíndices indica que es un elemento del grupo 6. Se trata de un elemento de transición ya que su último electrón está alojado en un orbital d.

La tabla completa es:

Z	Configuración electrónica	Periodo	Grupo	Representativo, transición o transición interna
15	[Ne] $3s^2\ 3p^3$	3	15	representativo
18	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$	3	18	representativo
20	[Ar] $4s^2$	4	2	representativo
30	[Ar] $4s^2\ 3d^{10}$	4	12	transición
42	[Kr] $5s^2\ 4d^4$	5	6	transición

2. RADIOS ATÓMICOS E IÓNICOS

2.1. Indique, dentro de cada pareja, la especie de mayor tamaño:
a): Na^+ y F^-
b) N^{3-} y F^-
c) N y O
d) Si y N
e) Fe^{2+} y Fe^{3+}

(Valencia 2001)

El tamaño de una especie aumenta al aumentar el valor del número cuántico principal n y disminuye al aumentar número atómico y con ello su carga nuclear efectiva, Z_{ef}.

$Z_{ef} = Z - \sigma$ siendo σ la constante de apantallamiento.

Las configuraciones electrónicas de todas las especies propuestas son:

▪ La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$, y si cede su electrón más externo se convierte en el ion Na^+ cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del F ($Z = 9$) es [He] $2s^2\ 2p^5$, y si capta un electrón y completa el subnivel $2p$ se convierte en el ion F^- cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del N ($Z = 7$) es [He] $2s^2\ 2p^3$, y si capta tres electrones y completa el subnivel $2p$ se convierte en el ion N^{3-} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del O ($Z = 8$) es [He] $2s^2\ 2p^4$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Si ($Z = 14$) es [Ne] $3s^2\ 3p^2$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Fe ($Z = 26$) es [Ar] $4s^2\ 3d^6$, y si cede los dos electrones más alejados del núcleo, los del orbital $4s$, se transforma en el ion Fe^{2+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^6$; si además, cede otro electrón, uno situado en uno de los orbitales $3d$, se transforma en el ion Fe^{3+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^5$.

a) $Na^+ - F^-$

Se trata de especies isoelectrónicas, que tienen idéntica estructura electrónica y, por ello, tienen la misma constante de apantallamiento, σ, sin embargo, la carga nuclear efectiva, Z_{ef} es mayor en el ion sodio que tiene mayor número atómico Z.

Ambos iones tienen el mismo valor de $n = 2$, sin embargo, como $Z_{ef}\ (Na^+) > Z_{ef}\ (F^-)$, el tamaño del F^- es mayor que el del Na^+.

Los valores de los radios (pm) encontrados en la bibliografía son, F^- (133) > Na^+ (99).

b) $N^{3-} - F^-$

Se trata de especies isoelectrónicas, que tienen idéntica estructura electrónica, y por ello, tienen la misma constante de apantallamiento σ, sin embargo, la carga nuclear efectiva, Z_{ef} es mayor en el ion fluoruro que tiene mayor número atómico Z.

Ambos iones tienen el mismo valor de $n = 2$, sin embargo, como $Z_{ef}\ (F^-) > Z_{ef}\ (N^{3-})$, el tamaño del N^{3-} es mayor que el del F^-.

Los valores de los radios (pm) encontrados en la bibliografía son, N^{3-} (171) > F^- (133).

c) N – O

Se trata de átomos que pertenecen al mismo periodo por lo que tienen el mismo valor de $n = 2$, sin embargo, como $Z_{ef}\ (O) > Z_{ef}\ (N)$, el tamaño del N es mayor que el del O.

Los valores de los radios (pm) encontrados en la bibliografía son, N (75) > O (73).

d) Si – N

Se trata de átomos que pertenecen a diferente periodo por lo que el factor n es determinante a la hora de determinar el tamaño del átomo. Como n (Si) > n (N), el tamaño del Si es mayor que el del N.

Los valores de los radios (pm) encontrados en la bibliografía son, Si (117) > N (75).

d) Fe^{2+} – Fe^{3+}

Como se trata del mismo elemento el factor n no es determinante a la hora de determinar el tamaño de la especie, sin embargo, la carga nuclear efectiva, Z_{ef}, es mayor para el ion Fe^{3+} ya que su constante de apantallamiento σ es menor, por tanto, como Z_{ef} (Fe^{2+}) < Z_{ef} (Fe^{3+}), el tamaño del Fe^{2+} es mayor que el del Fe^{3+}.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son, Fe^{2+} (77) > Fe^{3+} (65).

2.2. Ordene los siguientes elementos según tamaño creciente de sus átomos: S, He, F, O y Ne

(Preselección Valencia 2003)

El radio de un átomo aumenta en un:

- grupo al aumentar el valor del número cuántico principal n.
- periodo al disminuir el valor del número atómico y con ello su carga nuclear efectiva.

▪ La configuración electrónica del He ($Z = 2$) es $1s^2$. De todos los elementos propuestos, es el de menor tamaño ya que es el que tiene menos capas electrónicas.

▪ La configuración electrónica abreviada del O ($Z = 8$) es [He] $2s^2\ 2p^4$.

▪ La configuración electrónica abreviada del F ($Z = 9$) es [He] $2s^2\ 2p^5$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ne ($Z = 10$) es [He] $2s^2\ 2p^6$.

Los elementos del segundo periodo ($n = 2$) ordenados por tamaño creciente (Z decreciente):

Ne (10), F (9) y O (8).

▪ La configuración electrónica abreviada del S ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$. De todos los elementos propuestos, es el de mayor tamaño ya que es el que tiene más capas electrónicas.

Los elementos propuestos ordenados por tamaño creciente:

He < Ne < F < O < S

Los valores de los radios (pm) encontrados en la bibliografía son:

He (50) < Ne (71) < F (72) < O (73) < S (104)

2.3. Ordene las siguientes especies por su tamaño creciente, justificando la respuesta: Al^{3+}, O^{2-}, Mg^{2+}, F^-, Na^+, N^{3-}, Ne.

(Preselección Valencia 2003) (Valencia 2003) (Valencia 2005) (Valencia 2007) (Canarias 2020)

Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

▪ La configuración electrónica abreviada del Al ($Z = 13$) es [Ne] $3s^2\ 3p^1$, y si cede los tres electrones de su última capa se convierte en el ion Al^{3+} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del O ($Z = 8$) es [He] $2s^2\ 2p^4$, y si capta dos electrones y completa el subnivel $2p$ se convierte en el ion O^{2-} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) es [Ne] $3s^2$, y si cede los dos electrones de su última capa se convierte en el ion Mg^{2+} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del F ($Z = 9$) es [He] $2s^2\ 2p^5$, y si capta un electrón y completa el subnivel $2p$ se convierte en el ion F^- cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$, y si cede su electrón más externo se convierte en el ion Na^+ cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del N ($Z = 7$) es [He] $2s^2\ 2p^3$, y si capta tres electrones y completa el subnivel $2p$ se convierte en el ion N^{3-} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ne ($Z = 10$) es [He] $2s^2\ 2p^6$.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico.

Las especies iónicas ordenadas por tamaño creciente son:

$$Al^{3+} < Mg^{2+} < Na^+ < F^- < O^{2-} < N^{3-}$$

Los valores de los radios iónicos (pm) encontrados en la bibliografía son:

$$Al^{3+}\ (53) < Mg^{2+}\ (72) < Na^+\ (99) < F^-\ (133) < O^{2-}\ (140) < N^{3-}\ (171)$$

El valor del Ne (71 pm) se sale de la tendencia. Esto se debe a que se está comparando una especie atómica cuyo radio es un valor estimado, con especies iónicas, cuyos valores se han determinado experimentalmente mediante medidas en redes cristalinas.

2.4. Ordene los siguientes elementos en orden creciente a su radio atómico, justificando la respuesta: Mg, K, Ne, Rb, Ca, Cs, Ar, P, Cl.

(Preselección Valencia 2006)

El radio de un átomo aumenta en un:

- grupo al aumentar el valor del número cuántico principal n.
- periodo al disminuir el valor del número atómico y con ello su carga nuclear efectiva.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ne ($Z = 10$) es [He] $2s^2\ 2p^6$. De los elementos propuestos, es el de menor tamaño, ya que es el que tiene menos capas electrónicas.

▪ La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) es [Ne] $3s^2$.

▪ La configuración electrónica abreviada del P ($Z = 15$) es [Ne] $3s^2\ 3p^3$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Cl ($Z = 17$) es [Ne] $3s^2\ 3p^5$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ar ($Z = 18$) es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

Los elementos del tercer periodo ($n = 3$) ordenados por tamaño creciente (Z decreciente):

Ar (18), Cl (17), P (15) y Mg (12).

▪ La configuración electrónica abreviada del K ($Z = 19$) es [Ar] $4s^1$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ca ($Z = 20$) es [Ar] $4s^2$.

Los elementos del cuarto periodo ($n = 4$) ordenados por tamaño creciente (Z decreciente):

Ca (20) y K (19).

▪ La configuración electrónica abreviada del Rb ($Z = 37$) es [Kr] $5s^1$. Es el siguiente en tamaño, ya que tiene una capa electrónica más que los anteriores.

▪ La configuración electrónica abreviada del Cs ($Z = 55$) es [Xe] $6s^1$. De los elementos propuestos, es el de mayor tamaño, ya que es el que tiene más capas electrónicas.

Los elementos propuestos ordenados por tamaño creciente:

$$Ne < Ar < Cl < P < Mg < Ca < K < Rb < Cs$$

Los valores de los radios (pm) encontrados en la bibliografía son:

Ne(71) < Ar(98) < Cl(99) < P(110) < Mg(160) < Ca(197) < K(227) < Rb(248) < Cs (265)

2.5. Ordene los elementos o iones en cada uno de los siguientes grupos en orden decreciente de su de radio atómico o iónico. Justifique la respuesta.
a) S, Cl, Si
b) Co, Ti, Cr
c) Zn, Hg, Cd
d) Mg^{2+}, Ca^{2+}, Ba^{2+}
e) S^{2-}, Cl^{-}, P^{3-}

(Preselección Valencia 2007)

El radio de una especie química aumenta en un:

- grupo al aumentar el valor del número cuántico principal n.
- periodo al disminuir el valor del número atómico y con ello su carga nuclear efectiva.

a) S, Cl y Si

- La configuración electrónica abreviada del S ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$.
- La configuración electrónica abreviada del Cl ($Z = 17$) es [Ne] $3s^2\ 3p^5$.
- La configuración electrónica abreviada del Si ($Z = 14$) es [Ne] $3s^2\ 3p^2$.

Los tres elementos pertenecen al tercer periodo ($n = 3$), por lo que el factor determinante del tamaño viene dado por su carga nuclear efectiva que depende de su número atómico, por tanto, el orden decreciente de radios es:

Si > S > Cl

Los valores de los radios (pm) encontrados en la bibliografía son:

Si (117) > S (104) > Cl (99)

b) Co, Ti y Cr

- La configuración electrónica abreviada del Co ($Z = 28$) es [Ar] $4s^2\ 3d^8$.
- La configuración electrónica abreviada del Ti ($Z = 22$) es [Ar] $4s^2\ 3d^2$.
- La configuración electrónica abreviada del Cr ($Z = 24$) es [Ar] $4s^1\ 3d^5$.

Los tres elementos pertenecen al cuarto periodo ($n = 4$), por lo que el factor determinante del tamaño viene dado por su carga nuclear efectiva que depende de su número atómico, por tanto, el orden decreciente de radios es:

Ti > Cr > Co

Los valores de los radios (pm) encontrados en la bibliografía son:

Ti (147) > Cr (128) > Co (125)

c) Zn, Cd y Hg

- La configuración electrónica abreviada del Zn ($Z = 30$) es [Ar] $4s^2\ 3d^{10}$.
- La configuración electrónica abreviada del Cd ($Z = 48$) es [Kr] $5s^2\ 4d^{10}$.
- La configuración electrónica abreviada del Hg ($Z = 80$) es [Xe] $4f^{14}\ 6s^2\ 5d^{10}$.

Los tres elementos pertenecen al grupo 12, lo que hace que tengan la misma carga nuclear efectiva, por lo que el factor determinante del tamaño viene dado por el valor del número n que indica el periodo al que pertenecen, por tanto, el orden decreciente de radios debería ser, Hg > Cd > Zn, sin embargo, el radio del mercurio es ligeramente menor que el del cadmio debido a que el mercurio presenta completo el

subnivel $4f$ y al ser esos electrones poco apantallantes la carga nuclear efectiva es mayor y disminuye el radio del átomo:

$$Cd > Hg > Zn$$

Los valores de los radios (pm) encontrados en la bibliografía son:

Cd (155) > Hg (151) > Zn (134)

d) Mg^{2+}, Ca^{2+} y Ba^{2+}

▪ La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) es [Ne] $3s^2$, y si cede los dos electrones de su última capa se convierte en el ion Mg^{2+} cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ca ($Z = 20$) es [Ar] $4s^2$, y si cede los dos electrones de su última capa se convierte en el ion Ca^{2+} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ba ($Z = 56$) es [Xe] $6s^2$, y si cede los dos electrones de su última capa se convierte en el ion Ba^{2+} cuya configuración electrónica es [Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^6$.

Los tres elementos pertenecen al grupo 2 lo que hace que tengan la misma carga nuclear efectiva, por lo que el factor determinante del tamaño viene dado por el valor del número n que indica el periodo al que pertenecen, por tanto, el orden decreciente de radios es:

$$Ba^{2+} > Ca^{2+} > Mg^{2+}$$

Los valores de los radios iónicos (pm) encontrados en la bibliografía son:

Ba^{2+} (135) > Ca^{2+} (100) > Mg^{2+} (72)

e) S^{2-}, Cl^- y P^{3-}

▪ La configuración electrónica abreviada del S ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$ y si capta dos electrones y completa el subnivel $3p$ se convierte en el ion S^{2-} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Cl ($Z = 17$) es [Ne] $3s^2\ 3p^5$ y si capta un electrón y completa el subnivel $3p$ se convierte en el ion Cl^- cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del P ($Z = 15$) es [Ne] $3s^2\ 3p^3$ y si capta tres electrones y completa el subnivel $3p$ se convierte en el ion P^{3-} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico, por tanto, el orden decreciente de radios es:

$$P^{3-} > S^{2-} > Cl^-.$$

Los valores de los radios iónicos (pm) encontrados en la bibliografía son:

P^{3-} (212) > S^{2-} (184) > Cl^- (181)

2.6. Ordene los siguientes elementos en orden creciente de su radio atómico, justificando la respuesta: K, Al, Ca, Ar, Ba, Ne, S y Mg.

(Preselección Valencia 2008)

El radio de un átomo aumenta en un:

- grupo al aumentar el valor del número cuántico principal n.
- periodo al disminuir el valor del número atómico y con ello su carga nuclear efectiva.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ne ($Z = 10$) es [He] $2s^2\ 2p^6$. De los elementos propuestos, es el de menor tamaño, ya que es el que tiene menos capas electrónicas.

▪ La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) es [Ne] $3s^2$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Al ($Z = 13$) es [Ne] $3s^2\ 3p^1$.

▪ La configuración electrónica abreviada del S ($Z = 18$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ar ($Z = 18$) es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

Los elementos del tercer periodo ($n = 3$) ordenados por tamaño creciente (Z decreciente):

Ar (18), S (16), Al (15) y Mg (12).

▪ La configuración electrónica abreviada del K ($Z = 19$) es [Ar] $4s^1$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ca ($Z = 20$) es [Ar] $4s^2$.

Los elementos del cuarto periodo ($n = 4$) ordenados por tamaño creciente (Z decreciente):

Ca (20) y K (19).

▪ La configuración electrónica abreviada del Ba ($Z = 56$) es [Xe] $6s^2$.

Como Z_{ef} (Ba) > Z_{ef} (K), este factor es el determinante, aunque el Ba tenga más capas electrónicas ($n = 6$), y motiva que su radio sea algo menor que el del K.

Los elementos propuestos ordenados por tamaño creciente son:

Ne < Ar < S < Al < Mg < Ca < Ba < K

Los valores de los radios (pm) encontrados en la bibliografía son:

Ne (71) < Ar (98) < S (104) < Al (143) < Mg (160) < Ca (197) < Ba (222) < K (227).

(Cuestión similar a la propuesta en Preselección Valencia 2006).

2.7. Razone si los iones F^- y Na^+ son isoelectrónicos. En caso afirmativo, justifique cuál de las dos especies tendría mayor tamaño.

(Canarias 2008) (Canarias 2011)

▪ La configuración electrónica abreviada del F ($Z = 9$) es [He] $2s^2\ 2p^5$, y si capta un electrón y completa el subnivel $2p$ se convierte en el ion F^- cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$, y si cede su electrón más externo se convierte en el ion Na^+ cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

Se trata de especies isoelectrónicas, que tienen idéntica estructura electrónica y, por ello, tienen la misma constante de apantallamiento, σ.

El tamaño de una especie aumenta al aumentar el valor del número cuántico principal n y disminuye al aumentar número atómico y con ello su carga nuclear efectiva, Z_{ef}.

$Z_{ef} = Z - \sigma$ siendo σ la constante de apantallamiento.

La carga nuclear efectiva, Z_{ef}, es mayor en el ion sodio ya que tiene mayor número atómico Z.

Aunque ambos iones tienen el mismo valor de $n = 2$, como Z_{ef} (Na^+) > Z_{ef} (F^-), el tamaño del F^- es mayor que el del Na^+.

Los valores de los radios (pm) encontrados en la bibliografía son, F^- (133) > Na^+ (99).

(El enunciado del problema propuesto en Canarias 2011 es similar).

2.8. Ordene los siguientes elementos en orden creciente de su radio atómico, justificando la respuesta: F, Sn, Br, O, He, Rb, Ne, As.

(Preselección Valencia 2009)

El radio de un átomo aumenta en un:

- grupo al aumentar el valor del número cuántico principal n
- periodo al disminuir el valor del número atómico y con ello su carga nuclear efectiva.

▪ La configuración electrónica del He ($Z = 2$) es $1s^2$. De los elementos propuestos, es el de menor tamaño ya que, es el que tiene menos capas electrónicas.

▪ La configuración electrónica abreviada del O ($Z = 8$) es [He] $2s^2\ 2p^4$.

▪ La configuración electrónica abreviada del F ($Z = 9$) es [He] $2s^2\ 2p^5$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ne ($Z = 10$) es [He] $2s^2\ 2p^6$.

Los elementos del segundo periodo ($n = 2$) ordenados por tamaño creciente (Z decreciente):

Ne (10), F (9) y O (8)

▪ La configuración electrónica abreviada del As ($Z = 33$) es [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^3$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Br ($Z = 35$) es [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$.

Los elementos del cuarto periodo ($n = 4$) ordenados por tamaño creciente (Z decreciente):

Br (35) y As (33)

▪ La configuración electrónica abreviada del Rb ($Z = 37$) es [Kr] $5s^1$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Sn ($Z = 50$) es [Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^2$.

Los elementos del quinto periodo ($n = 5$) ordenados por tamaño creciente (Z decreciente):

Sn (50) y Rb (37)

De acuerdo con lo expuesto, los elementos propuestos en orden creciente de radio son:

He < Ne < F < O < Br < As < Sn < Rb

Los valores de los radios (pm) encontrados en la bibliografía son:

He (50) < Ne (71) < F (72) < O (73) < Br (114) < As (120) < Sn (140) < Rb (248)

2.9. Ordene los siguientes iones en orden creciente de su radio iónico, justificando la respuesta: Cl^-, P^{3-}, Ca^{2+}, S^{2-}, K^+.

(Preselección Valencia 2010) (Preselección Valencia 2011)

Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

▪ La configuración electrónica abreviada del P ($Z = 15$) es [Ne] $3s^2\ 3p^3$, y si capta tres electrones y completa el subnivel $3p$ se convierte en el ion P^{3-} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del S ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$, y si capta dos electrones y completa el subnivel $3p$ se convierte en el ion S^{2-} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Cl ($Z = 17$) es [Ne] $3s^2\ 3p^5$, y si capta un electrón y completa el subnivel $3p$ se convierte en el ion Cl^- cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del K ($Z = 19$) es [Ar] $4s^1$, y si cede el electrón de su última capa se convierte en el ion K^+ cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ca ($Z = 20$) es [Ar] $4s^2$, y si cede los dos electrones de su última capa se convierte en el ion Ca^{2+} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico.

Las especies iónicas ordenadas por tamaño creciente (pm) son:

$Ca^{2+} < K^{+} < Cl^{-} < S^{2-} < P^{3-}$

Los valores de los radios iónicos (pm) encontrados en la bibliografía son:

Ca^{2+} (100) < K^{+} (138) < Cl^{-} (181) < S^{2-} (184) < P^{3-} (212)

2.10. Ordene las siguientes especies en orden creciente de su radio, justificando la respuesta: Be^{2+}, Sr, Ne, O, Cs y S.

(Preselección Valencia 2012)

El radio de un átomo aumenta en un:

- grupo al aumentar el valor del número cuántico principal n.
- periodo al disminuir el valor del número atómico y con ello su carga nuclear efectiva.

- La configuración electrónica abreviada del Be ($Z = 4$) es [He] $2s^2$, y si cede los dos electrones de su última capa se convierte en el ion Be^{2+} cuya configuración electrónica es $1s^2$ y, debido a la gran carga nuclear efectiva que posee, reduce considerablemente su tamaño y es, por ello, de las especies propuestas, la de menor tamaño.

- La configuración electrónica abreviada del O ($Z = 8$) es [He] $2s^2\ 2p^4$.

- La configuración electrónica abreviada del Ne ($Z = 10$) es [He] $2s^2\ 2p^6$.

Las especies del segundo periodo ($n = 2$) ordenadas por tamaño creciente (Z decreciente, excepto en el caso de la especie iónica):

Be^{2+} (4), Ne (10) y O (8)

Les sigue, la especie perteneciente al tercer periodo ($n = 3$):

- La configuración electrónica abreviada del S ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$.

A continuación, la especie perteneciente al quinto periodo ($n = 5$):

- La configuración electrónica abreviada del Sr ($Z = 38$) es [Kr] $5s^2$.

Finalmente, la especie perteneciente al sexto periodo ($n = 6$):

- La configuración electrónica abreviada del Cs ($Z = 55$) es [Xe] $6s^1$.

Por tanto, las especies ordenadas por tamaño creciente son:

$Be^{2+} < Ne < O < S < Sr < Cs$

Los valores de los radios (pm) encontrados en la bibliografía son:

Be^{2+} (27) < Ne (71) < O (73) < S (104) < Sr (215) < Cs (265)

3. ENERGÍA DE IONIZACIÓN

3.1. Imagine un proceso en el que los átomos de litio, Li, emitieran rayos α (partículas de He^{2+}). Basándose solamente en la energía de los electrones descrita por el modelo de Bohr:
a) Juzgue si en dicho proceso se absorbe o se desprende energía y en qué medida (determínelo cuantitativamente).
Dato: La energía correspondiente a cada una de las órbitas (según el modelo de Bohr) viene dada por la expresión:

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

b) ¿Cómo sería la diferencia entre las energías de ionización del átomo de litio y de la especie resultante?
c) Calcule la relación porcentual que existiría entre el tamaño de la especie resultante y el tamaño del átomo de litio.

(Murcia 1999)

a) La ecuación correspondiente al proceso propuesto es:

$$_3\text{Li} \rightarrow {}_2\text{He}^{2+} + {}_1\text{H}^{2-}$$

Teniendo en cuenta que la partícula α se emite y que las estructuras electrónicas son:

- $_3\text{Li} \rightarrow 1s^2\ 2s^1$, luego $Z = 3$ y $n = 2$
- $_1\text{H}^{2-} \rightarrow 1s^2\ 2s^1$, luego $Z = 1$ y $n = 2$

Las energías de cada especie son:

$$E_{\text{Li}} = 2\left(-13{,}6 \cdot \frac{3^2}{1^2}\right) + \left(-13{,}6 \cdot \frac{3^2}{2^2}\right) = -275{,}8\ \text{eV}$$

$$E_{\text{H}^{2-}} = 2\left(-13{,}6 \cdot \frac{1^2}{1^2}\right) + \left(-13{,}6 \cdot \frac{1^2}{2^2}\right) = -30{,}4\ \text{eV}$$

La variación de energía asociada al proceso es:

$$\Delta E = E_{\text{H}^{2-}} - E_{\text{Li}} = (-30{,}4\ \text{eV}) - (-275{,}8\ \text{eV}) = 244{,}8\ \text{eV}$$

Como se observa, $\Delta E > 0$, por lo que se trata de un proceso endotérmico.

b) La energía de ionización de un átomo, E_i, corresponde al salto electrónico desde n_1 = valor del número cuántico principal del electrón diferenciador hasta $n_2 = \infty$.

$$E_\text{i} = E_\infty - E_\text{n} = 13{,}6\frac{Z^2}{n^2}$$

Las energías de ionización de cada especie son:

$$E_\text{i}(\text{H}^{2-}) = -13{,}6 \cdot \frac{1^2}{2^2} = -3{,}4\ \text{eV} \qquad E_\text{i}(\text{Li}) = -13{,}6 \cdot \frac{3^2}{2^2} = -30{,}6\ \text{eV}$$

La diferencia entre ambas es:

$$E_\text{i}(\text{Li}) - E_\text{i}(\text{H}^{2-}) = 30{,}6\ \text{eV} - 3{,}4\ \text{eV} = 27{,}2\ \text{eV}$$

Valor diferente a la variación de energía asociada al proceso del apartado anterior.

c) La ecuación que proporciona el tamaño de los átomos en el modelo de Bohr es:

$$r = k\frac{n^2}{Z}$$

siendo k una constante, Z el número atómico del elemento y n el número cuántico principal del electrón diferenciador.

Los tamaños de ambos átomos son:

$$r_{\text{H}^{2-}} = k\frac{2^2}{1} = 4k \qquad r_{\text{Li}} = k\frac{2^2}{3} = \frac{4}{3}k$$

La relación entre los tamaños expresada como porcentaje es:

$$\frac{r_{H^{2-}}}{r_{Li}} = \frac{4k}{\frac{4}{3}k} \cdot 100 = 300\ \%$$

3.2. Si fuese aplicable el modelo atómico de Bohr, calcule cuál debería ser la segunda energía de ionización para el litio, de acuerdo con dicho modelo.
(Dato. La energía de ionización del hidrógeno es $2{,}179 \cdot 10^{-18}$ J).

(Murcia 2000)

La energía de ionización del hidrógeno es:

$$E_i(H) = 2{,}179 \cdot 10^{-18} \frac{J}{\text{átomo}} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{átomos}}{\text{mol}} \cdot \frac{1\ \text{kJ}}{10^3\ \text{J}} = 1.312\ \text{kJ mol}^{-1}$$

La expresión que permite calcular la energía de ionización (kJ mol^{-1}) de un elemento es:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2}$$

La segunda ionización del litio corresponde al proceso:

$$Li^+(g) \rightarrow Li^{2+}(g) + e^-$$

La estructura electrónica del Li^+ es $1s^2$, por lo que $n = 1$.

Como el Li^+ no es un átomo hidrogenoide será necesario calcular su carga nuclear efectiva. Al electrón $1s^2$ solo le apantalla el electrón $1s^1$, por lo que aplicando la segunda regla de Slater para el cálculo de constantes de apantallamiento:

> "Para cada electrón con n igual al electrón apantallado la contribución es 0,35 por cada electrón apantallado, excepto para el $1s$ que dicha contribución es 0,31".

Por tanto, se obtiene que la constante de apantallamiento para el Li^+ es 0,31.

La carga nuclear efectiva se obtiene restando a la carga nuclear la constante de apantallamiento:

$$Z_{ef} = Z - \sigma = 3 - 0{,}31 = 2{,}69$$

El valor de la energía de ionización es:

$$E_i(Li^+) = (1.312\ \text{kJ mol}^{-1}) \cdot \frac{2{,}69^2}{1^2} = 9.494\ \text{kJ mol}^{-1}$$

Este valor es muy superior al encontrado en la bibliografía para la segunda energía de ionización del litio, 7.297 kJ mol^{-1}, lo cual quiere decir que el modelo de Bohr no es aplicable en este caso.

3.3. La primera energía de ionización del Na es de 500 kJ mol^{-1}. Calcule la energía necesaria para extraer un electrón a un átomo de sodio.

(Valencia 2001)

La ionización del sodio viene dada por la siguiente ecuación química:

$$Na(g) + E_i \rightarrow Na^+(g) + e^-$$

El valor de E_i para un único átomo es:

$$E_i = 500 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1\ \text{mol}}{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{átomo}} \cdot \frac{10^3\ \text{J}}{1\ \text{kJ}} = 8{,}30 \cdot 10^{-19}\ \text{J átomo}^{-1}$$

3.4. Indique, dentro de cada pareja, la especie de mayor energía de ionización:
a) Na y Be
b) Mg y Al
c) Al y C
d) N y O
e) S y F

(Valencia 2001)

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

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

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

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

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Be	C	N	O	F	Na	Mg	Al	S
Z	4	6	7	8	9	11	12	13	16
Conf. Elect. Ext.	$2s^2$	$2s^22p^2$	$2s^22p^3$	$2s^22p^4$	$2s^22p^5$	$3s^1$	$3s^2$	$3s^23p^1$	$3s^23p^4$
Z_ef (aprox.)	2	4	5	6	7	1	2	3	6
n	2	2	2	2	2	3	3	3	3

a) Na – Be

El sodio tiene $n = 3$ y el berilio $n = 2$. Además, Z_ef (Be) > Z_ef (Na), ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2) que el segundo (s^1), por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, Be tiene mayor energía de ionización que Na.

Los valores de E_i (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son, Be (900) > Na (496).

b) Mg – Al

Ambos elementos pertenecen al mismo periodo, por lo que tienen el mismo valor de $n = 3$, lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte, Z_ef (Al) > Z_ef (Mg), ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2p^1) que el segundo (s^2), por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del Al debería ser mayor que la del Mg, sin embargo, se produce una anomalía que se debe a que el único electrón p^1 del aluminio se encuentra bien protegido por los electrones s^2 y los internos y se necesita menos energía para arrancar ese electrón p^1 que para quitar uno de los electrones s^2 apareados del mismo nivel de energía, por tanto, Mg tiene mayor energía de ionización que Al.

Los valores de E_i (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son, Mg (738) > Al (578).

c) Al – C

El aluminio tiene $n = 3$ y el carbono $n = 2$. Además, Z_ef (C) > Z_ef (Al), ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2p^2) que el segundo (s^2p^1), por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, C tiene mayor energía de ionización que Al.

Los valores de E_i (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son, C (1.087) > Al (578).

d) N – O

Ambos elementos pertenecen al mismo periodo, por lo que tienen el mismo valor de $n = 2$, lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte, Z_ef (O) > Z_ef (N), ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2p^4) que el segundo (s^2p^3). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del O debería ser mayor que la del N,

sin embargo, se produce una anomalía que se debe a que el nitrógeno, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, mientras que el oxígeno tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite, por tanto, la eliminación de este último electrón. De acuerdo con lo expuesto, N tiene mayor energía de ionización que O.

Nitrógeno			
$2s$	$2p$		
↑↓	↑	↑	↑

Oxígeno			
$2s$	$2p$		
↑↓	↑↓	↑	↑

Los valores de E_i (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son, N (1.402) > **O** (1.314).

e) S – F

El azufre tiene $n = 3$ y el flúor $n = 2$. Además, Z_{ef} (F) > Z_{ef} (S), ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2p^5) que el segundo (s^2p^4), por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, F tiene mayor energía de ionización que S.

Los valores de E_i (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son, F (1.681) > S (1.000).

3.5. Explique las diferencias entre las energías de ionización (eV) de las parejas siguientes:
a) Na (5,1) y Ne (21,6)
b) Li (5,4) y Be (9,3)
c) Be (9,3) y B (8,3)

(Valencia 2002)

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

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

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

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

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Li	Be	B	Ne	Na
Z	3	4	5	10	11
Config. Elect.	[He] $2s^1$	[He] $2s^2$	[He] $2s^2\ 2p^1$	[He] $2s^2\ 2p^6$	[Ne] $3s^1$
Z_{ef} (aprox.)	1	2	3	8	1
n	2	2	2	2	3

a) Los elementos Na y Ne pertenecen a los periodos $n = 3$ y $n = 2$, respectivamente. Además, Z_{ef} (Ne) > Z_{ef} (Na), ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2p^6) que el segundo (s^1), por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, se confirma que E_i(Ne) = 21,8 eV > E_i(Na) = 5,1 eV.

b) Los elementos Li y Be tienen $n = 2$, por lo que este factor no influye al comparar las energías de ionización. Sin embargo, Z_{ef} (Be) > Z_{ef} (Li), ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2) que el segundo (s^1), por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, se confirma que E_i(Be) = 9,3 eV > E_i(Li) = 5,4 eV.

c) Los elementos Be y B pertenecen al mismo periodo, por lo que tienen el mismo valor de $n = 2$, lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte, Z_{ef} (B) > Z_{ef} (Be), ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2p^1) que el segundo (s^2),

por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del B debería ser mayor que la del Be, sin embargo, se produce una anomalía que se debe a que el único electrón p^1 del aluminio se encuentra bien protegido por los electrones s^2 y los internos y se necesita menos energía para arrancar ese electrón p^1 que para quitar uno de los electrones s^2 apareados del mismo nivel de energía, por tanto, teniendo en cuenta lo expuesto, se confirma que $E_i(\text{Be}) = 9{,}3\text{ eV} > E_i(\text{B}) = 8{,}3\text{ eV}$.

3.6. Sabiendo que la energía del electrón del átomo del hidrógeno, en su estado fundamental, es –13,6 eV, calcule:
a) La energía de ionización de los cuatro primeros átomos hidrogenoides en su estado no excitado.
b) ¿Cuál de estos cuatro átomos puede tener un electrón con mayor velocidad? Incluya la posibilidad de cualquier estado de excitación.
c) Cada uno de estos átomos está caracterizado por un espectro de emisión en el cual existen varias líneas comunes a todos ellos. De estas, ¿cuál es la energía correspondiente a la línea de frecuencia más alta?
Suponga aplicable el modelo atómico de Bohr a cualquier átomo hidrogenoide.
(Se consideran átomos hidrogenoides a los que disponen de un electrón y un cierto número de protones).

(Murcia 2002)

a) La ionización de un átomo hidrogenoide supone el salto electrónico desde $n_1 = 1$ hasta $n_2 = \infty$. Teniendo en cuenta que la energía de un electrón en un nivel cuántico viene dada por la expresión:

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

La energía de ionización (eV) vendrá dada por la expresión:

$$E_i = E_\infty - E_1 = 13{,}6\frac{Z^2}{1^2} = 13{,}6\,Z^2$$

Cambiando a unidades del S.I.:

$$E_i = 13{,}6\,Z^2\,\frac{\text{eV}}{\text{átomo}}\cdot\frac{1{,}602\cdot10^{-19}\text{ J}}{1\text{ eV}}\cdot\frac{6{,}022\cdot10^{23}\text{ átomos}}{1\text{ mol}}\cdot\frac{1\text{ kJ}}{10^3\text{ J}} = 1.312\,Z^2\text{ kJ mol}^{-1}$$

Las energías de ionización de los cuatro primeros átomos hidrogenoides son:

$$E_{i_1} = 1.312\cdot1^2 = 1.312\text{ kJ mol}^{-1} \qquad E_{i_2} = 1.312\cdot2^2 = 5.248\text{ kJ mol}^{-1}$$

$$E_{i_3} = 1.312\cdot3^2 = 11.808\text{ kJ mol}^{-1} \qquad E_{i_4} = 1.312\cdot4^2 = 20.992\text{ kJ mol}^{-1}$$

b) En el modelo de Bohr se cumple que:

$$\left.\begin{aligned}\frac{mv^2}{r} &= \frac{1}{4\pi\varepsilon_0}\cdot\frac{Ze^2}{r^2}\\ mvr &= n\frac{h}{2\pi}\end{aligned}\right\} \longrightarrow \quad v = \frac{Ze^2}{2h\varepsilon_0}\cdot\frac{1}{n}$$

Para los átomos hidrogenoides $n = 1$, y si se establece la comparación entre átomos hidrogenoides que se encuentran en un estado excitado tal que el valor de n es el mismo para todos ellos, la velocidad de un electrón en cualquiera de estos átomos solo depende del valor de Z, por tanto, se mueve con mayor velocidad el electrón que se encuentre en el átomo hidrogenoide con mayor valor de Z.

c) La frecuencia más alta le corresponde al salto electrónico entre los niveles cuánticos $n_1 = 1$ y $n_2 = \infty$. La energía de ese salto electrónico coincide con la primera energía de ionización del átomo según se ha demostrado en el apartado a).

3.7. Ordene, justificando la respuesta, las siguientes especies químicas de menor a mayor energía necesaria para arrancar un electrón: He, O, Na, N y Mg.

(Preselección Valencia 2003)

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

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

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

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

Para los especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	He	N	O	Na	Mg
Z	2	7	8	11	12
Config. Electr.	$1s^2$	[He] $2s^2\ 2p^3$	[He] $2s^2\ 2p^4$	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2$
Z_ef (aprox.)	2	5	6	1	2
n	1	2	2	3	3

De acuerdo con los valores de la tabla, de los elementos propuestos, el que presenta menor energía de ionización es el que tiene menor valor de Z_ef y mayor valor de n. Se trata del Na, le sigue el Mg. A continuación, los elementos del segundo periodo ($n = 2$): O ($Z_\mathrm{ef} = 6$), N ($Z_\mathrm{ef} = 5$) y, por último, el He, que es el elemento con mayor energía de ionización de la tabla periódica.

En el caso de la pareja N−O, la energía de ionización del O debería ser mayor que la del N, sin embargo, se produce una anomalía que se debe a que el nitrógeno, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, mientras que el oxígeno tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite la eliminación de este último electrón. De acuerdo con lo expuesto, N tiene mayor energía de ionización que O.

Nitrógeno			
$2s$	$2p$		
↑↓	↑	↑	↑

Oxígeno			
$2s$	$2p$		
↑↓	↑↓	↑	↑

Por tanto, los elementos propuestos ordenados de menor a mayor energía de ionización son:

Na < Mg < O < N < He

Los valores de E_i (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

Na (496) < Mg (738) < O (1.314) < N (1.402) < He (2.372)

3.8. Relacione de forma razonada los valores de la primera energía de ionización (kJ mol^{-1}) 496, 1.680 y 2.008 con los elementos de número atómico 9, 10 y 11.

(Valencia 2003)

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos de número atómico 9, 10 y 11 son, respectivamente:

$$Z = 9 \rightarrow [\text{He}]\ 2s^2\ 2p^5 \qquad Z = 10 \rightarrow [\text{He}]\ 2s^2\ 2p^6 \qquad Z = 11 \rightarrow [\text{Ne}]\ 3s^1$$

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

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

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

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

El elemento con $Z = 11$, tiene $n = 3$ y el menor número de electrones de valencia, por lo que le corresponde el menor valor de propuesto, $E_\text{i}(11) = 496$ kJ mol^{-1}.

Los elementos con $Z = 10$ y 9, tienen el mismo valor de $n = 2$, sin embargo, $Z_\text{ef}\ (10) > Z_\text{ef}\ (9)$, ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2p^6) que el segundo (s^2p^5), por tanto, les corresponden los valores, $E_\text{i}\ (10) = 2.008$ kJ mol^{-1} y $E_\text{i}\ (9) = 1.680$ kJ mol^{-1}.

3.9. Las energías de ionización medidas experimentalmente de algunos elementos aparecen en la siguiente tabla:

Elemento	$E_{\text{i}_1\,(\text{exp})}$ (eV)	$E_{\text{i}_1\,(\text{cal})}$ (eV)	Elemento	$E_{\text{i}_1\,(\text{exp})}$ (eV)	$E_{\text{i}_1\,(\text{cal})}$ (eV)
H	13,6		O	13,6	
He	24,6		F	17,4	
Li	5,4		Ne	21,5	
Be	9,3		Na	5,2	
B	8,3		K	4,3	
C	11,3		Rb	4,2	
N	14,5		Cs	3,9	

Asumiendo que el modelo atómico de Bohr es aplicable a todos los átomos, se podría calcular la energía asociada a cada una de las capas mediante la ecuación $E = -13{,}6\ Z^2/n^2$ (eV).

a) De acuerdo con los datos experimentales indique cómo varía la primera energía de ionización en el segundo periodo y en el grupo 1. Señale las excepciones que observa a las reglas generales y sugiera sus posibles causas.

b) Calcule, de acuerdo con el modelo atómico de Bohr, las primeras energías de ionización de los elementos que aparecen en la tabla. Inserte los resultados en la columna correspondiente.

c) Analice cuales son las diferencias y coherencias entre resultados experimentales y calculados para el segundo periodo y el grupo 1.

d) Discuta (con argumentos) sobre la validez del modelo atómico de Bohr de acuerdo con los datos anteriores.

(Murcia 2006)

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

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

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

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

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante.

De acuerdo con esto último, dentro de un periodo de la tabla periódica la energía de ionización aumenta al aumentar en número atómico Z. No obstante, se registran un par de anomalías:

▪ Be-B

Ambos elementos pertenecen al mismo periodo por lo que tienen el mismo valor de $n = 2$, lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte, Z_{ef} (B) > Z_{ef} (Be), ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2p^1) que el segundo (s^2), por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del B debería ser mayor que la del Be. Sin embargo, según el enunciado, los valores de la energía de ionización (eV) son, E_i(Be) (9,3) > E_i(B) (8,3). Esta anomalía se debe a que el único electrón p^1 del boro se encuentra bien protegido por los electrones s^2 y los internos. Por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón p^1 que para quitar uno de los electrones s^2 apareados del mismo nivel de energía.

▪ N – O

Ambos elementos pertenecen al mismo periodo por lo que tienen el mismo valor de $n = 2$, lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte, Z_{ef} (O) > Z_{ef} (N), ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2p^4) que el segundo (s^2p^3), por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del O debería ser mayor que la del N. Sin embargo, consultando la bibliografía, los valores de la energía de ionización (eV) son son, E_i(N) (14,5) > E_i(O) (13,6). Esta anomalía se debe a que el nitrógeno, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, mientras que el oxígeno tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite, por tanto, la eliminación de este último electrón.

Nitrógeno			
$2s$	$2p$		
↑↓	↑	↑	↑

Oxígeno			
$2s$	$2p$		
↑↓	↑↓	↑	↑

b) Considerando aplicable el modelo de Bohr a los elementos dados, los valores para la energía de ionización (eV) se pueden calcular mediante la expresión anterior:

▪ Periodo 1

$$E_i(H) = 13{,}6 \cdot \frac{1^2}{1^2} = 13{,}6\ eV \qquad E_i(He) = 13{,}6 \cdot \frac{2^2}{1^2} = 66{,}4\ eV$$

▪ Periodo 2

$$E_i(Li) = 13{,}6 \cdot \frac{1^2}{2^2} = 3{,}4\ eV \qquad E_i(Be) = 13{,}6 \cdot \frac{2^2}{2^2} = 13{,}6\ eV \qquad E_i(B) = 13{,}6 \cdot \frac{3^2}{2^2} = 30{,}6\ eV$$

$$E_i(C) = 13{,}6 \cdot \frac{4^2}{2^2} = 54{,}4\ eV \qquad E_i(N) = 13{,}6 \cdot \frac{5^2}{2^2} = 85{,}0\ eV \qquad E_i(ON) = 13{,}6 \cdot \frac{6^2}{2^2} = 122{,}4\ eV$$

$$E_i(F) = 13{,}6 \cdot \frac{7^2}{2^2} = 166{,}6\ eV \qquad E_i(Ne) = 13{,}6 \cdot \frac{8^2}{2^2} = 217{,}6\ eV$$

▪ Grupo 1

$$E_i(Na) = 13{,}6 \cdot \frac{1^2}{3^2} = 1{,}5\ eV \qquad E_i(K) = 13{,}6 \cdot \frac{1^2}{4^2} = 0{,}8\ eV$$

$$E_\mathrm{i}(\mathrm{Rb}) = 13{,}6 \cdot \frac{1^2}{5^2} = 0{,}5\ \mathrm{eV} \qquad E_\mathrm{i}(\mathrm{Cs}) = 13{,}6 \cdot \frac{1^2}{6^2} = 0{,}4\ \mathrm{eV}$$

c-d) Los valores calculados obtenidos son coherentes respecto a la variación dentro de un:

- periodo, aumentan al aumentar Z_ef (excepto las anomalías vistas en el apartado a).
- grupo, disminuyen al aumentar el valor de n.

Sin embargo, los valores numéricos calculados difieren notablemente de los valores experimentales. Esto quiere decir que el modelo de Bohr no es aplicable a los elementos en las condiciones propuestas. Además, no se están utilizando las cargas nucleares efectivas rigurosas que se deberían calcular mediante las reglas de Slater (1930).

3.10. De las siguientes parejas de elementos, justifique cuál tiene mayor energía de ionización:
a) Mg-Al
b) P-S
c) K-Se
d) Ca-Rb

(Preselección Valencia 2006)

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

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

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

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

a) Mg – Al

- La configuración electrónica abreviada del magnesio ($Z = 12$) es [Ne] $3s^2$. Se trata de un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica.
- La configuración electrónica abreviada del aluminio ($Z = 13$) es [Ne] $3s^2\ 3p^1$. Se trata de un elemento que pertenece al grupo 13 y periodo 3 de la tabla periódica.

Ambos elementos pertenecen al mismo periodo, por lo que tienen el mismo valor de $n = 2$, lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte, Z_ef (Al) > Z_ef (Mg), ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2p^1) que el segundo (s^2), por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del Al debería ser mayor que la del Mg. Sin embargo, se produce una anomalía que se debe a que el único electrón p^1 del aluminio se encuentra bien protegido por los electrones s^2 y los internos, por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón p^1 que para quitar uno de los electrones s^2 apareados del mismo nivel de energía. De acuerdo con lo expuesto, Mg tiene mayor energía de ionización que Al.

Los valores de E_i (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son, Mg (738) > Al (578).

b) P – S

- La configuración electrónica abreviada del fósforo ($Z = 15$) es [Ne] $3s^2\ 3p^3$. Se trata de un elemento que pertenece al grupo 15 y periodo 3 de la tabla periódica.
- La configuración electrónica abreviada del fósforo ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$. Se trata de un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 3 de la tabla periódica.

Ambos elementos pertenecen al mismo periodo, por lo que tienen el mismo valor de $n = 3$, lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte, Z_ef (S) > Z_ef (P), ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2p^4) que el segundo (s^2p^3), por

tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del S debería ser mayor que la del P. Sin embargo, se produce una anomalía que se debe a que el fósforo, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, mientras que el azufre tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite la eliminación de este último electrón. De acuerdo con lo expuesto, P tiene mayor energía de ionización que S.

Fósforo				Azufre			
$3s$	$3p$			$3s$	$3p$		
↑↓	↑	↑	↑	↑↓	↑↓	↑	↑

Los valores de E_i (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son, P (1.012) > S (1.000).

c) K – Se

▪ La configuración electrónica abreviada del potasio ($Z = 19$) es [Ar] $4s^1$. Se trata de un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 4 de la tabla periódica.

▪ La configuración electrónica abreviada del selenio ($Z = 34$) es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^4$. Se trata de un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 4 de la tabla periódica.

Ambos elementos pertenecen al mismo periodo, por lo que al tener el mismo valor de n este factor no influye, sin embargo, la carga efectiva, Z_{ef}, del Se (s^2p^4) es mucho mayor que la del K (s^1), por tanto, la energía de ionización del Se es mayor que la del K.

Los valores de E_i (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son, Se (941) > K (419).

d) Ca – Rb

▪ La configuración electrónica abreviada del calcio ($Z = 20$) es [Ar] $4s^2$. Se trata de un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 4 de la tabla periódica.

▪ La configuración electrónica abreviada del rubidio ($Z = 37$) es [Kr] $5s^1$. Se trata de un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 5 de la tabla periódica.

Ambos elementos tienen similar valor de la carga efectiva, Z_{ef}, ya que se encuentran en grupos contiguos, sin embargo, el valor de n es mayor para Rb ($n = 5$) que para Ca ($n = 4$), por tanto, la energía de ionización del Ca es mayor que la del Rb.

Los valores de E_i (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son, Ca (590) > Rb (403).

3.11. El catión sodio y el neón son isoelectrónicos. Para extraer un electrón a un átomo de neón se necesitan 2.081 kJ mol^{-1}. Para extraer un electrón a un catión sodio se necesitan 4.562 kJ mol^{-1}. Justifique estos valores. ¿Por qué no son iguales estos valores?

(Valencia 2006)

▪ La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$, y si cede su electrón más externo se transforma en el ion Na^+ cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ne ($Z = 10$) es [He] $2s^2\ 2p^6$.

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

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

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

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

Por tratarse de especies isoelectrónicas, ambas tienen la misma constante de apantallamiento, sin embargo, la carga nuclear efectiva, Z_{ef} es mayor en el ion sodio que tiene mayor número atómico Z. Para ambas especies $n = 2$, pero como Z_{ef} (Na^+) > Z_{ef} (Ne), se cumple que, E_i(Na^+) > E_i (Ne).

El que ambos valores no sean iguales es debido a que, aunque el número de electrones que ejercen efecto pantalla entre el núcleo y el electrón más externo es el mismo, los núcleos de las dos especies químicas son diferentes.

3.12. Elija, en cada pareja de elementos, aquél que tiene un mayor valor de la primera energía de ionización. Justifique la respuesta.
a) H-He
b) O-Se
c) Li-Be
d) P-S
e) He-Ne

(Preselección Valencia 2007)

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

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

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

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

a) H – He

▪ La configuración electrónica del H ($Z = 1$) es $1s^1$.

▪ La configuración electrónica del He ($Z = 2$) es $1s^2$.

Como ambos elementos pertenecen al mismo periodo, tienen el mismo valor de n, por lo que es Z_{ef} el factor determinante del valor de la energía de ionización. Al ser la carga efectiva del He (s^2) superior a la del H (s^1) la energía de ionización del He es mayor que la del H.

Los valores de E_i (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son, He (2.372) > H (1.312).

b) O – Se

▪ La configuración electrónica abreviada del O ($Z = 8$) es [He] $2s^2\ 2p^4$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Se ($Z = 34$) es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^4$.

Ambos elementos pertenecen al mismo grupo, lo que determina que tengan la misma carga nuclear efectiva, por lo que el factor determinante de la energía de ionización viene dado por el valor del número n que indica el periodo al que pertenecen, así para el O ($n = 2$) y para el Se ($n = 4$), por tanto, la energía de ionización del O es mayor que la del Se.

Los valores de E_i (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son, O (1.314) > Se (941).

c) Li – Be

▪ La configuración electrónica abreviada del Li ($Z = 3$) es [He] $2s^1$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Be ($Z = 4$) es [He] $2s^2$.

Ambos elementos pertenecen al mismo periodo, por lo que al tener el mismo valor de n este factor no influye, sin embargo, la carga efectiva, Z_{ef}, del Be (s^2) es mayor que la del Li (s^1), por tanto, la energía de ionización del Be es mayor que la del Li.

Los valores de E_i (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son, Be (900) > Li (520).

d) P – S

▪ La configuración electrónica abreviada del P ($Z = 15$) es [Ne] $3s^2\ 3p^3$.

▪ La configuración electrónica abreviada del S ($Z = 16$) es [Ne] $3s^2\ 3p^4$.

Ambos elementos pertenecen al mismo periodo por lo que tienen el mismo valor de $n = 3$, lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte, Z_{ef} (S) > Z_{ef} (P), ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2p^4) que el segundo (s^2p^3), por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del S debería ser mayor que la del P. Sin embargo, se produce una anomalía que se debe a que el fósforo, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, mientras que el azufre tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite la eliminación de este último electrón. De acuerdo con lo expuesto, P tiene mayor energía de ionización que S.

Fósforo			
$3s$	$3p$		
↑↓	↑	↑	↑

Azufre			
$3s$	$3p$		
↑↓	↑↓	↑	↑

Los valores de E_i (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son, P (1.012) > S (1.000).

e) He – Ne

▪ La configuración electrónica del He ($Z = 2$) es $1s^2$.

▪ La configuración electrónica del Ne ($Z = 10$) es [He] $2s^2\ 2p^6$.

Ambos elementos pertenecen al mismo grupo, lo que determina que tengan la misma carga nuclear efectiva, por lo que el factor determinante de la energía de ionización viene dado por el valor del número n que indica el periodo al que pertenecen, así para el He ($n = 1$) y para el Ne ($n = 2$), por tanto, la energía de ionización del He es mayor que la del Ne.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son, He (2.372) > Ne (2.081).

3.13. Un elemento del tercer periodo tiene las siguientes energías de ionización sucesivas (kJ mol^{-1}): $E_{i_1} = 786{,}5$ $E_{i_2} = 1.577$ $E_{i_3} = 3.232$ $E_{i_4} = 4.356$ $E_{i_5} = 16.090$. Identifique dicho elemento justificando la respuesta.

(Valencia 2008)

Teniendo en cuenta que se trata de un elemento del tercer periodo, su configuración electrónica debería ser:

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^x\ 3p^y$ siendo x e y el número de electrones en la capa más externa.

Suponiendo que la energía de ionizacion, E_i, es proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef}, y haciendo la aproximación de que un electrón apantalla a un protón, los valores de $Z_{ef} = 1, 2, 3, \ldots$determinan que los electrones que se encuentran en un mismo orbital presentan la relación $E_i/Z_{ef} \approx$ cte.

$$E_{i_1} = \frac{786{,}5}{1} = 786{,}5 \text{ kJ mol}^{-1} \qquad E_{i_2} = \frac{1.577}{2} = 788{,}5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

▪ Para los dos primeros valores de las energías de ionización sucesivas, se cumple que, $E_{i_1} \approx E_{i_2}$, lo que indica que los dos primeros electrones, más externos, están situados en sendos orbitales $3p$.

$$E_{i_3} = \frac{3.232}{3} = 1.077 \text{ kJ mol}^{-1} \qquad E_{i_4} = \frac{4.356}{4} = 1.089 \text{ kJ mol}^{-1}$$

▪ Para los dos valores siguientes, se cumple que, $E_{i_3} \approx E_{i_4}$. Como estos valores son mayores que los anteriores, esto indica que los dos siguientes electrones están situados en el orbital anterior, $3s$.

$$E_{i_5} = \frac{16.090}{5} = 3.218 \text{ kJ mol}^{-1}$$

▪ Finalmente, el valor, E_{i_5} mucho mayor que los anteriores, indica que el siguiente electrón está situado en la capa anterior, en un orbital $2p$.

El elemento cuya configuración electrónica externa es $3s^2\ 3p^2$ está situado en el grupo 14 y el valor de $n = 3$ indica que se trata del silicio.

3.14. Ordene, justificando la respuesta, las siguientes especies químicas de menor a mayor energía necesaria para arrancar un electrón: Ne, O, Na, F y Mg^{2+}.

(Preselección Valencia 2008)

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

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

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

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

Para los especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	O	F	Ne	Na	Mg^{2+}
Z	8	9	10	11	12
Config. Electr.	[He] $2s^2\ 2p^4$	[He] $2s^2\ 2p^5$	[He] $2s^2\ 2p^6$	[Ne] $3s^1$	[He] $2s^2\ 2p^6$
Z_{ef} (aprox.)	6	7	8	1	> 8
n	2	2	2	3	2

De los elementos propuestos, el que presenta menor energía de ionización es el que tiene menor valor de Z_{ef} y mayor valor de n. Se trata del Na. Le siguen los elementos del segundo periodo ($n = 2$): O ($Z_{ef} = 6$), F ($Z_{ef} = 7$) y Ne ($Z_{ef} = 8$) y finalmente, Mg^{2+} ($Z_{ef} > 8$), ya que ha perdido los dos electrones de su capa más externa y tiene carga máxima.

Por tanto, las especies propuestas ordenadas de menor a mayor energía de ionización son:

$$Na < O < F < Ne < Mg^{2+}$$

Los valores de E_i (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

$$Na\ (496) < O\ (1.314) < F\ (1.681) < Ne\ (2.081) < Mg^{2+}\ (7.733)$$

(Problema similar al propuesto en Preselección Valencia 2003).

3.15. Ordene, justificando la respuesta, las siguientes especies químicas de menor a mayor energía para arrancar un electrón: Ge, O, Ca, Si, Rb, Ne, N.

(Preselección Valencia 2009)

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

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

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

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

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	N	O	Ne	Si	Ca	Ge	Rb
Z	7	8	10	14	20	32	37
Conf. Electr. Ext.	$2s^2\ 2p^3$	$2s^2\ 2p^4$	$2s^2\ 2p^6$	$3s^2\ 3p^2$	$4s^2$	$4s^2\ 4p^2$	$5s^1$
Z_{ef} (aprox.)	5	6	8	4	2	4	1
n	2	2	2	3	4	4	5

De los elementos propuestos, el que presenta menor energía de ionización es el que tenga menor valor de Z_{ef} y mayor valor de n. Se trata del Rb y le siguen los elementos del cuarto periodo Ca ($Z_{ef} = 2$) y Ge ($Z_{ef} = 4$), a continuación, el Si, elemento del tercer periodo y finalmente, los elementos del segundo periodo ($n = 2$): N ($Z_{ef} = 5$), O ($Z_{ef} = 6$) y Ne ($Z_{ef} = 8$), este último es el que posee el valor más alto de la energía de ionización de los elementos propuestos.

En el caso de la pareja N−O, la energía de ionización del O debería ser mayor que la del N, sin embargo, se produce una anomalía que se debe a que el nitrógeno, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, mientras que el oxígeno tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite la eliminación de este último electrón. De acuerdo con lo expuesto, N tiene mayor energía de ionización que O.

Nitrógeno			
$2s$	$2p$		
↑↓	↑	↑	↑

Oxígeno			
$2s$	$2p$		
↑↓	↑↓	↑	↑

Por tanto, los elementos propuestos ordenados de menor a mayor energía de ionización son:

Rb < Ca < Ge < < O < N < Ne

Los valores de E_i (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

Rb (403) < Ca (590) < Ge (762) < Si (787) < O (1.314) < N (1.402) < Ne (2.081)

3.16. Ordene, justificando la respuesta, las siguientes especies químicas de menor a mayor energía para arrancar un electrón: O, Ne, Li^+, F, Be^{2+}.

(Preselección Valencia 2010) (Preselección Valencia 2012)

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

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

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

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

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	Li^+	Be^{2+}	O	F	Ne
Z	3	4	8	9	10
Config. Electr.	$1s^2$	$1s^2$	[He] $2s^2\ 2p^4$	[He] $2s^2\ 2p^5$	[He] $2s^2\ 2p^6$
Z_{ef} (aprox.)	> 2	$>> 2$	6	7	8
n	1	1	2	2	2

De las especies propuestas, la que presenta menor energía de ionización es la que tenga menor valor de Z_{ef} y mayor valor de n.

El O ($Z_{ef} = 6$) es un elemento del segundo periodo de la tabla periódica ($n = 2$), por lo que tiene la menor energía de ionización de todos ellos. Le siguen los otros elementos del segundo periodo ($n = 2$), F ($Z_{ef} = 7$) y Ne ($Z_{ef} = 8$). A continuación, el ion Li^+ ($n = 1$ con un Z_{ef} elevado por tratarse de un ion. Finalmente, el ion Be^{2+} ($n = 1$) con un Z_{ef} mayor que el del Li^+, es la especie que posee el valor más alto de la energía de ionización de todas las especies propuestas.

Por tanto, las especies ordenadas de menor a mayor energía de ionización son:

$$O < F < Ne < Li^+ < Be^{2+}$$

Los valores de E_i (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

O (1.314) < F (1.681) < Ne (2.081) < Li^+ (7.297) < Be^{2+} (14.846)

3.17. Ordene, justificando la respuesta, las siguientes especies químicas de menor a mayor energía para arrancar un electrón: S, Si, Rb, Na^+, Ar, P.

(Preselección Valencia 2011)

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

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

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

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

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	Na^+	Si	P	S	Ar	Rb
Z	11	14	15	16	18	37
Config. Elect. Ext.	$2s^2\ 2p^6$	$3s^2\ 3p^2$	$3s^2\ 3p^3$	$3s^2\ 3p^4$	$3s^2\ 3p^6$	$5s^1$
Z_{ef} (aprox.)	> 8	4	5	6	8	1
n	2	3	3	3	3	5

De las especies propuestas, la que presenta menor energía de ionización es la que tenga menor valor de Z_{ef} y mayor valor de n.

El Rb ($Z_{ef} = 1$) es un elemento del quinto periodo de la tabla periódica ($n = 5$), por lo que tiene la menor energía de ionización de todos ellos, le siguen los elementos del tercer periodo ($n = 3$), Si, ($Z_{ef} = 4$), P ($Z_{ef} = 5$), S ($Z_{ef} = 6$) y Ar ($Z_{ef} = 8$) y, finalmente, el ion Na^+ ($n = 2$) con un valor de Z_{ef} elevado por tratarse de un ion, es la especie que posee mayor energía de ionización de todas las propuestas.

En el caso de la pareja P−S, la energía de ionización del S debería ser mayor que la del P, sin embargo, se produce una anomalía que se debe a que el fósforo, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, mientras que el azufre tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite la eliminación de este último electrón. De acuerdo con lo expuesto, P tiene mayor energía de ionización que S.

Fósforo			
$3s$	$3p$		
↑↓	↑	↑	↑

Azufre			
$3s$	$3p$		
↑↓	↑↓	↑	↑

Por tanto, las especies ordenadas de menor a mayor energía de ionización son:

$$Rb < Si < S < P < Ar < Na^+$$

Los valores de E_i (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

Rb (403) < Si (787) < S (1.000) < P (1.012) < Ar (1.521) < Na^+ (4.562)

3.18. Dados los elementos, Na (Z= 11), magnesio (Z= 12), K (Z= 19) y Ca (Z= 20), indique, razonando la respuesta, cuál de ellos es el que necesitará más energía para formar un ion perdiendo un electrón.

(Canarias 2012)

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

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

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

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

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	Mg	K	Ca
Z	11	12	19	20
Config. Elect.	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2$	[Ar] $4s^1$	[Ar] $4s^2$
Z_{ef} (aprox.)	1	2	1	2
n	3	3	4	4

De las especies propuestas, la que presenta mayor energía de ionización es la que tenga mayor valor de Z_{ef} y menor valor de n. De acuerdo con los valores de tabla, se trata del Mg.

Los valores de E_i (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía son:

K (419) < Na (496) < Ca (590) < Mg (738)

4. ELECTRONEGATIVIDAD

4.1. A partir de los elementos de números atómicos 12, 17 y 37. Responda a las siguientes cuestiones:
a) ¿Qué elementos son: nombre, familia y periodo?
b) ¿Cuántos electrones desapareados tiene cada uno de ellos en su estado fundamental?
c) ¿Cuáles serían los iones más estables que se obtendrían a partir de los mismos?
d) ¿Cuál de ellos es el más electronegativo?

(Canarias 2004)

▪ Elemento $Z = 12$

a) Le corresponde una configuración electrónica abreviada [Ne] $3s^2$. Se trata de un elemento que pertenece al grupo 2 (s^2) y tercer periodo ($n = 3$) del sistema periódico. Se trata del magnesio (Mg).

b) De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

la distribución de los electrones en el orbital $3s$ es:

$3s$
↑↓

Como se observa, no presenta electrones desapareados.

c) Si cede los dos electrones del orbital $3s$ se transforma en el ion Mg^{2+} y adquiere una configuración electrónica, muy estable, de gas noble [He] $2s^2\ 2p^6$.

▪ Elemento $Z = 17$

a) Le corresponde una configuración electrónica abreviada [Ne] $3s^2\ 3p^5$. Se trata de un elemento que pertenece al grupo 17 ($3s^2\ 3p^5$, es preciso tener en cuenta que el subnivel d no comienza a llenarse hasta el cuarto periodo) y tercer periodo ($n = 3$) del sistema periódico. Se trata del cloro (Cl).

b) De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$ es:

$3s$	$3p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se observa, presenta un electrón desapareado.

c) Si capta un electrón completa el subnivel $3p$ se transforma en el ion Cl^- y adquiere una configuración electrónica, muy estable, de gas noble [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ Elemento $Z = 37$

a) Le corresponde una configuración electrónica abreviada [Kr] $5s^1$. Se trata de un elemento que pertenece al grupo 1 (s^1) y quinto periodo ($n = 5$) del sistema periódico. Se trata del rubidio (Rb).

b) De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en el orbital $5s$ es:

$5s$
↑

Como se observa, presenta un electrón desapareado.

c) Si cede el electrón del orbital $5s$ se transforma en el ion Rb^+ y adquiere una configuración electrónica, muy estable, de gas noble [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$.

d) La electronegatividad de un elemento aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor del número cuántico principal n.
- periodo al aumentar el valor del número atómico (carga nuclear efectiva), Z_{ef}.

El tamaño del Rb ($n = 5$), con más capas electrónicas, es mayor que los de Mg y Cl ($n = 3$). El Cl ($Z = 17$) tiene mayor número atómico que Mg ($Z = 12$), por este motivo tiene mayor carga nuclear efectiva, por tanto, de los tres elementos propuestos, Cl es el elemento con mayor electronegatividad, ya que posee menor n y Z_{ef} más elevado.

Los valores de χ según Pauling encontrados en la bibliografía son:

Rb (0,82) < Mg (1,31) < Cl (3,16)

4.2. Indique justificando brevemente la respuesta, en cada una de las siguientes parejas:

Rb–Mg Mg–Al B–O N–O O–Te

el elemento que tiene:

a) Mayor tamaño

b) Mayor energía de ionización

c) Mayor electronegatividad

(Valencia 2004) (Valencia 2007)

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	B	N	O	Mg	Al	Rb	Te
Z	5	7	8	12	13	37	52
Config. Elect. Ext.	$2s^2\ 2p^1$	$2s^2\ 2p^3$	$2s^2\ 2p^4$	$3s^2$	$3s^2\ 3p^1$	$5s^1$	$5s^2\ 5p^4$
Z_{ef} (aprox.)	3	5	6	2	3	1	6
n	2	2	2	3	3	5	5

a) El tamaño de un átomo aumenta en un:

- grupo al aumentar el valor del número cuántico principal n.
- periodo al disminuir el valor del número atómico y con ello su carga nuclear efectiva.

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

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

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

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

c) La electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- prupo al disminuir el valor del número cuántico principal n.
- periodo al aumentar el valor del número atómico.

<u>Rb – Mg</u>

- El tamaño del Rb ($n = 5$) con más capas electrónicas es mayor que el del Mg ($n = 3$).
- Mg (s^2) y Rb (s^1) tienen similares cargas nucleares efectivas, sin embargo, la energía de ionización del Mg ($n = 3$) es mayor que la del Rb ($n = 5$) ya que el factor determinante es el valor de n.
- La electronegatividad del Mg, con menor número atómico y similar carga efectiva, es mayor que la del Rb.

<u>Mg – Al</u>

Se trata de elementos del mismo periodo, por lo que el factor determinante es la carga efectiva que es mayor en el Al que tiene más protones en su núcleo.

- El tamaño del Mg con menor carga efectiva (s^2) es mayor que el del Al.

▪ Ambos elementos pertenecen al mismo periodo ($n = 3$), por lo que este factor no influye a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte, Z_{ef} (Al) > Z_{ef} (Mg), ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2p^1) que el segundo (s^2), por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del Al debería ser mayor que la del Mg. Sin embargo, consultando la bibliografía, los valores de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) son, E_i(Mg) (738) > E_i(Al) (578). Esta anomalía se debe a que el único electrón p^1 del aluminio se encuentra bien protegido por los electrones s^2 y los internos, por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón p^1 que para quitar uno de los electrones s^2 apareados del mismo nivel de energía.

▪ La electronegatividad del Al, con mayor número atómico y mayor carga efectiva, es mayor que la del Mg.

B – O

Se trata de elementos del mismo periodo, por lo que el factor determinante es la carga efectiva que es mayor en el O que tiene más protones en su núcleo.

▪ El tamaño del B con menor carga efectiva (s^2p^1) es mayor que el del O.

▪ La energía de ionización del O con mayor carga efectiva (s^2p^4) es mayor que la del B.

▪ La electronegatividad del O, con mayor número atómico y mayor carga efectiva, es mayor que la del B.

N – O

Se trata de elementos del mismo periodo, por lo que el factor determinante es la carga efectiva que es mayor en el O que tiene más protones en su núcleo.

▪ El tamaño del N con menor carga efectiva (s^2p^3) es mayor que el del O.

▪ Ambos elementos pertenecen al mismo periodo por lo que tienen el mismo valor de $n = 2$, lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte, Z_{ef} (O) > Z_{ef} (N), ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2p^4) que el segundo (s^2p^3). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del O debería ser mayor que la del N. Sin embargo, consultando la bibliografía, los valores de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) son, E_i(N) (1.402) > E_i(O) (1.314). Esta anomalía se debe a que el nitrógeno, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, mientras que el oxígeno tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite la eliminación de este último electrón.

Nitrógeno			
$2s$	$2p$		
↑↓	↑	↑	↑

Oxígeno			
$2s$	$2p$		
↑↓	↑↓	↑	↑

▪ La electronegatividad del O, con mayor número atómico y mayor carga efectiva, es mayor que la del N.

O – Te

Se trata de elementos del mismo grupo, con la misma carga nuclear efectiva, por lo que el factor determinante es el número de capas electrónicas n.

▪ El tamaño del Te ($n = 5$) con más capas electrónicas es mayor que el del O ($n = 2$).

▪ La energía de ionización del O ($n = 2$) con menos capas electrónicas y, por tanto, con el electrón más externo más cerca del núcleo es mayor que la del Te ($n = 5$).

▪ La electronegatividad del O, con menos capas electrónicas, es mayor que la del Te.

Consultando la bibliografía se obtienen los siguientes valores para los elementos propuestos:

Elemento	B	N	O	Mg	Al	Rb	Te
r / pm	83	77	75	160	143	248	143
E_i / kJ mol^{-1}	801	1.402	1.314	738	578	403	869
χ	2,04	3,04	3,44	1,31	1,61	0,82	2,10

4.3. Dados los elementos A (Z= 19), B (Z= 35) y C (Z= 38). Se pide:
a) ¿Qué elementos son: nombre, familia y periodo?
b) ¿Qué iones más estables formarían cada uno de ellos?
c) ¿Cuál de ellos es el más electronegativo?
d) ¿Cuál de ellos tendría mayor radio atómico?

(Canarias 2005)

▪ Elemento $Z = 19$

a) Le corresponde una configuración electrónica abreviada [Ar] $4s^1$. Se trata de un elemento que pertenece al grupo 1 (s^1) y cuarto periodo ($n = 4$) del sistema periódico. Se trata del potasio (K).

b) Si cede el electrón del orbital 4s se transforma en el ion K^+ y adquiere una configuración electrónica, muy estable, de gas noble [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ Elemento $Z = 35$

a) Le corresponde una configuración electrónica abreviada [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$. Se trata de un elemento que pertenece al grupo 17 ($3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$) y cuarto periodo ($n = 4$) del sistema periódico. Se trata del bromo (Br).

b) Si capta un electrón completa el subnivel 4p se transforma en el ion Br^- y adquiere una configuración electrónica, muy estable, de gas noble [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$.

▪ Elemento $Z = 38$

a) Le corresponde una configuración electrónica abreviada [Kr] $5s^2$. Se trata de un elemento que pertenece al grupo 2 (s^2) y quinto periodo ($n = 5$) del sistema periódico. Se trata del estroncio (Sr).

b) Si cede los dos electrones del orbital 5s se transforma en el ion Sr^{2+} y adquiere una configuración electrónica, muy estable, de gas noble [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$.

c) La electronegatividad de un elemento aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor del número cuántico principal n.
- periodo al aumentar el valor del número atómico (carga nuclear efectiva).

El tamaño del Sr ($n = 5$) con más capas electrónicas es mayor que el del Br y K ($n = 4$). El elemento Br ($Z = 35$) tiene mayor número atómico que K ($Z = 19$), por este motivo tiene mayor carga nuclear efectiva, por tanto, de los tres elementos propuestos, **Br es el elemento con mayor electronegatividad.**

Los valores de χ según Pauling encontrados en la bibliografía son:

K (0,82) < Sr (0,92) < Br (2,96)

d) El radio de un átomo aumenta en un:

- grupo al aumentar el valor del número cuántico principal n.
- periodo al disminuir el valor del número atómico (carga nuclear efectiva).

El radio del K ($n = 4$) con menos carga efectiva que el Sr que tiene una capa electrónica más ($n = 5$) es algo mayor y, ambos, tienen mayor radio que el Br que tiene la mayor carga efectiva de los tres.

Los valores del radio (pm) encontrados en la bibliografía son:

K (227) > Sr (215) < Br (114)

4.4. Ordene los elementos sodio ($Z = 11$), magnesio ($Z = 12$), fósforo ($Z = 15$) y cloro ($Z = 17$) según el orden creciente de su:
a) Electronegatividad
b) Volumen atómico
c) Energía de ionización
d) Afinidad electrónica

(Canarias 2006)

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	Mg	P	Cl
Z	11	12	15	17
Config. Elect.	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2$	[Ne] $3s^2\ 3p^3$	[Ne] $3s^2\ 3p^5$
Z_{ef} (aprox.)	1	2	5	7
n	3	3	3	3

a) La electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor del número cuántico principal n.
- periodo al aumentar el valor del número atómico (carga nuclear efectiva).

Como todos los elementos pertenecen al mismo periodo ($n = 3$), la mayor carga nuclear efectiva determina cuál de ellos tiene mayor electronegatividad. El orden creciente correcto es:

sodio < magnesio < fósforo < cloro

b) El volumen de un átomo aumenta en un:

- grupo al aumentar el valor del número cuántico principal n.
- periodo al disminuir el valor del número atómico (carga nuclear efectiva).

Como todos los elementos pertenecen al mismo periodo ($n = 3$), la mayor carga nuclear efectiva determina cuál de ellos tiene menor volumen. El orden creciente correcto es:

cloro < fósforo < magnesio < sodio

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

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

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

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

Como todos los elementos pertenecen al mismo periodo ($n = 3$), la mayor carga nuclear efectiva determina cuál de ellos tiene mayor energía de ionización. El orden creciente correcto es:

sodio < magnesio < fósforo < cloro

d) La afinidad electrónica de un átomo varía de la misma forma que la energía de ionización.

Como todos los elementos pertenecen al mismo periodo ($n = 3$), la mayor carga nuclear efectiva determina cuál de ellos tiene mayor afinidad electrónica. El orden creciente correcto es:

sodio < magnesio < fósforo < cloro

Consultando la bibliografía se obtienen los siguientes valores para los elementos propuestos:

Elemento	Na	Mg	P	Cl
r / pm	83	143	248	143
E_i / kJ mol^{-1}	496	738	1.012	1.251
E_{ae} / kJ mol^{-1}	–53	19	–72	–349

4.5. Ordene los siguientes elementos en orden creciente de su electronegatividad, justificando la respuesta: Cl ($Z = 17$), Mg ($Z = 12$), F ($Z = 9$), Si ($Z = 14$), Na ($Z = 11$) y P ($Z = 15$).

(Valencia 2008)

La electronegatividad, χ, mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i, y de la afinidad electrónica, E_{ea}, de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor del número cuántico principal n

- periodo al aumentar el valor del número atómico.

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:

$_{9}\text{F} \rightarrow [\text{He}]\ 2s^2\ 2p^5$ $_{11}\text{Na} \rightarrow [\text{Ne}]\ 3s^1$ $_{12}\text{Mg} \rightarrow [\text{Ne}]\ 3s^2$

$_{14}\text{Si} \rightarrow [\text{Ne}]\ 3s^2\ 3p^2$ $_{15}\text{P} \rightarrow [\text{Ne}]\ 3s^2\ 3p^3$ $_{17}\text{Cl} \rightarrow [\text{Ne}]\ 3s^2\ 3p^5$

▪ El F es el único elemento que pertenece al segundo periodo ($n = 2$) y, además tiene siete electrones de valencia y, por ello, mayor carga efectiva, lo que hace que tenga la máxima electronegatividad de la tabla periódica.

▪ El resto de los elementos pertenecen al tercer periodo ($n = 3$), por lo que su electronegatividad aumenta con el número atómico, es decir, con el número de electrones de valencia: Na, Mg, Si, P y Cl.

De acuerdo con lo expuesto, los elementos propuestos en orden creciente de electronegatividad son:

Na < Mg < Si < P < Cl < F

Los valores de χ según Pauling encontrados en la bibliografía son:

Na (0,93) < Mg (1,31) < Si (1,90) < P (2,19) < Cl (3,16) < F (3,98).

4.6. Dados los elementos Mg ($Z = 12$), Cl ($Z = 17$), O ($Z = 8$) y K ($Z = 19$):
a) ¿Cuál de ellos tiene mayor radio?
b) ¿Cuál de ellos tiene la mayor electronegatividad?
c) ¿Qué tipo de enlace formaría el O con cada uno de ellos?

(Canarias 2023)

Para los elementos propuestos, de acuerdo con las reglas de Slater, se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	O	Mg	Cl	K
Z	8	12	17	19
Config. elect.	$[\text{He}]\ 2s^2\ 2p^4$	$[\text{Ne}]\ 3s^2$	$[\text{Ne}]\ 3s^2\ 3p^5$	$[\text{Ar}]\ 4s^1$
Z_{ef}	4,55	2,85	5,85	2,2
n	2	3	3	4

a) Al tratarse de elementos de diferentes periodos, O ($n = 2$), Mg y Cl ($n = 3$) y K ($n = 4$), el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas, por lo que el K es el que tiene mayor radio.

b) La electronegatividad, χ, mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i, y de la afinidad electrónica, E_{ea}, de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor n (capas electrónicas)

- periodo al aumentar el valor del número atómico.

Teniendo en cuenta lo expuesto y los valores de la tabla, el O es el más electronegativo.

c) El elemento O, que es el más electronegativo de los propuestos, es un no metal que tiene seis electrones en su capa de valencia y cuando se combina tiende a compartir o a ganar dos electrones para completar esta capa, por lo que con:

- el elemento Cl, otro no metal, también muy electronegativo, forma un enlace covalente.
- los elementos Mg y K, metales, muy poco electronegativos, forma un enlace iónico.

5. PROPIEDADES MAGNÉTICAS: PARAMAGNETISMO Y DIAMAGNETISMO

5.1. Complete la siguiente tabla:

Z	Elemento	Símbolo	Periodo	Grupo	Config. electrónica	Nº e^- desapareados
28		Ni			Ni^{2+}	Ni^{2+}
33		As			As^{3-}	As^{3-}
53		I			I^-	I
79		Au			Au	Au

(Valencia 2005)

▪ La configuración electrónica abreviada del Ni, níquel, ($Z = 28$) es [Ar] $4s^2\ 3d^8$, y si cede dos electrones, los más alejados del núcleo que se encuentran en el orbital $4s$, se transforma en el ion Ni^{2+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^8$, y de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $3d$ con dos electrones desapareados.

$4s$	$3d$				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

▪ La configuración electrónica abreviada del As, arsénico, ($Z = 33$) es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^3$ y si capta tres electrones para completar su capa más externa se transforma en el ion As^{3-} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^3$ y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $4p$ sin electrones desapareados.

$4s$	$4p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

▪ La configuración electrónica abreviada del I, yodo, ($Z = 53$) es [Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^5$ y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $5s$ y $5p$ con un electrón desapareado.

$5s$	$5p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑

Si el yodo capta un electrón para completar su capa más externa se transforma en el ion I^- cuya configuración electrónica es [Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Au, oro, ($Z = 79$) es [Xe] $4f^{14}\ 6s^1\ 5d^{10}$ y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $6s$ y $5d$ con un electrón desapareado.

$6s$	$5d$				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

La tabla completa es:

Z	Elemento	Símbolo	Periodo	Grupo	Config. electrónica	Nº e^- desapareados
28	níquel	Ni	10	4	Ni^{2+} [Ar] $3d^8$	Ni^{2+} (2)
33	arsénico	As	15	4	As^{3-} [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$	As^{3-} (0)
53	yodo	I	17	5	I^- [Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^6$	I (1)
79	oro	Au	11	6	Au [Xe] $4f^{14}\ 6s^1\ 5d^{10}$	Au (1)

5.2. De las especies siguientes: F^-, Ca^{2+}, Fe^{2+} y S indique las que son paramagnéticas.

(Valencia 2006)

Una especie química es paramagnética si presenta electrones desapareados.

▪ La configuración electrónica abreviada del F ($Z = 9$) es [He] $2s^2\ 2p^5$, y si capta un electrón y completa el orbital $2p$ se transforma en F^- cuya configuración electrónica es [He] $2s^2\ 2p^6$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$ que no presenta electrones desapareados, por tanto, no es una especie paramagnética.

$2s$	$2p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

▪ La configuración electrónica abreviada del Ca ($Z = 20$) es [Ar] $4s^2$, y si cede los dos electrones del orbital $4s$ se transforma en Ca^{2+} cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$ que no presenta electrones desapareados, por tanto, no es una especie paramagnética.

$3s$	$3p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

▪ La configuración electrónica abreviada del Fe ($Z = 26$) es [Ar] $4s^2\ 3d^6$, y si cede dos electrones, los más alejados del núcleo que se encuentran en el orbital $4s$, se transforma en el ion Fe^{2+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^6$, y de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927), le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $3d$ que presenta cuatro electrones desapareados, por tanto, sí es una especie paramagnética.

$4s$	$3d$				
	↑↓	↑	↑	↑	↑

▪ La configuración electrónica abreviada del S ($Z = 16$) es a [Ne] $3s^2\ 3p^4$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$ que no presenta electrones desapareados, por tanto, no es una especie paramagnética.

$3s$	$3p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

5.3. Complete la siguiente tabla:

Z	Elemento	Símbolo	Grupo	Bloque	Config. electrónica	Nº e^- desapareados
29		Cu			Cu	Cu^{2+}
80		Hg			Hg^{2+}	Hg^{2+}
17		Cl			Cl^-	Cl
23		V			V^{2+}	V

(Valencia 2007)

▪ La configuración electrónica abreviada del Cu, cobre, ($Z = 29$) debería ser [Ar] $3d^9\ 4s^2$, aunque al desaparear el electrón del orbital $4s$ y promocionarlo al orbital $3d$ se incumple el principio de mínima energía que dice:

> "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes",

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

se consigue una nueva estructura electrónica abreviada [Ar] $4s^1\ 3d^{10}$ que es más estable. Se trata de un elemento que pertenece al grupo 11 ($4s^1\ 3d^{10}$) y al cuarto periodo ($n = 4$) del sistema periódico. El que tenga electrones d, que pertenece al bloque de los metales de transición.

Si cede dos electrones, los más alejados del núcleo que se encuentran uno en el orbital $4s$ y el otro en uno de los orbitales $3d$, se transforma en Cu^{2+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^9$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927), le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $3d$ con un electrón desapareado.

$4s$	$3d$				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

▪ La configuración electrónica abreviada del Hg, mercurio, ($Z = 80$) es [Xe] $4f^{14}\ 6s^2\ 5d^{10}$. Se trata de un elemento que pertenece al grupo 12 ($6s^2\ 5d^{10}$) y al sexto periodo ($n = 6$) del sistema periódico. El que tenga electrones d, que pertenece al bloque de los metales de transición.

Si cede los dos electrones más alejados del núcleo, los que se encuentran en el orbital $6s$, se transforma en Hg^{2+} cuya configuración electrónica es [Xe] $4f^{14}\ 5d^{10}$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $5d$ que no presenta electrones desapareados.

$6s$	$5d$				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

▪ La configuración electrónica abreviada del Cl, cloro, ($Z = 17$) es [Ne] $3s^2\ 3p^5$. Se trata de un elemento que pertenece al grupo 17 ($3s^2\ 3p^5$, es preciso recordar que el subnivel d no comienza a llenarse hasta el cuarto periodo) y al tercer periodo ($n = 3$) del sistema periódico. El que tenga electrones p, que pertenece al bloque de los no metales. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$ que presenta un electrón desapareado.

$3s$	$3p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑

Si capta un electrón para completar su capa más externa se transforma en el ion Cl^- cuya configuración electrónica es [Ne] $3s^2\ 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del V, vanadio, ($Z = 23$) es [Ar] $4s^2\ 3d^3$. Se trata de un elemento que pertenece al grupo 5 ($4s^2\ 3d^3$) y al cuarto periodo ($n = 4$) del sistema periódico. El que tenga electrones d, que pertenece al bloque de los metales de transición. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $3d$ que presenta tres electrones desapareados.

$4s$	$3d$				
↑↓	↑	↑	↑		

Si cede dos electrones, los más alejados del núcleo que son los que se encuentran en el orbital $4s$, se transforma en el ion V^{2+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^3$.

La tabla completa es:

Z	Elemento	Símbolo	Grupo	Bloque	Config. electrónica	Nº e^- desapareados
29	cobre	Cu	11	transición	Cu [Ar] $4s^1\ 3d^{10}$	Cu^{2+} (1)
80	mercurio	Hg	12	transición	Hg^{2+} [Xe] $4f^{14}\ 5d^{10}$	Hg^{2+} (0)
17	cloro	Cl	17	no metal	Cl^- [Ne] $3s^2\ 3p^6$	Cl (1)
23	vanadio	V	5	transición	V^{2+} [Ar]$3d^3$	V (3)

5.4. Complete la siguiente tabla:

Z	Elemento	Símbolo	Config. electrónica	Nº e^- desapareados	Grupo	Bloque
25		Mn	Mn^{2+}			
42		Mo	Mo^{4+}			
52		Te	Te^{2-}			
78		Pt	Pt^{2+}			

(Valencia 2009)

▪ La configuración electrónica abreviada del Mn, manganeso, ($Z = 25$) es [Ar] $4s^2\ 3d^5$. Se trata de un elemento que pertenece al grupo 7 ($4s^2\ 3d^5$) del sistema periódico. El que tenga electrones d, que pertenece al bloque de los metales de transición.

Si cede los dos electrones más alejados del núcleo, que se encuentran en el orbital $4s$, se transforma en el ion Mn^{2+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^5$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

> "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $3d$ que presenta cinco electrones desapareados.

$4s$	$3d$				
	↑	↑	↑	↑	↑

▪ La configuración electrónica abreviada del Mo, molibdeno, ($Z = 42$) debería ser [Kr] $5s^2\ 4d^4$, aunque si desaparea el electrón del orbital $5s$ y lo promociona al orbital $4d$ incumple el principio de mínima energía que dice:

> "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes",

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund se consigue una estructura electrónica [Kr] $5s^1\ 4d^5$, que presenta los orbitales $5s$ y $4d$, semillenos, con seis electrones desapareados, con más multiplicidad, por tanto, con menos energía y por ello más estable.

Se trata de un elemento que pertenece al grupo 6 ($5s^1\ 4d^5$) del sistema periódico. El que tenga electrones d, que pertenece al bloque de los metales de transición.

Si cede los cuatro electrones más alejados del núcleo, el que se encuentra en el orbital $4s$ y tres de los orbitales $4d$, se transforma en el ion Mo^{4+} cuya configuración electrónica es [Kr] $4d^2$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $4d$ que presenta dos electrones desapareados.

$5s$	$4d$				
	↑	↑			

▪ La configuración electrónica abreviada del Te, telurio, ($Z = 52$) es [Kr] $5s^2\ 4d^{10}\ 5p^4$. Se trata de un elemento que pertenece al grupo 16 ($5s^2\ 4d^{10}\ 5p^4$) del sistema periódico. El que tenga electrones p que se trata de un metaloide.

Si capta dos electrones y completa el orbital $5p$ se transforma en el ion Te^{2-} cuya configuración electrónica es [Kr] $5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $5s$ y $5p$ que no presenta electrones desapareados.

$5s$	$5p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

▪ La configuración electrónica abreviada del Pt, platino, ($Z = 78$) es [Xe] $4f^{14}\ 6s^2\ 5d^8$, aunque si desaparea el electrón del orbital $6s$ y lo promociona al orbital $5d$ incumple el principio de mínima energía pero consigue una estructura electrónica con más multiplicidad (más estable), [Xe] $4f^{14}\ 6s^1\ 5d^9$.

Se trata de un elemento que pertenece al grupo 10 ($6s^1\ 5d^9$) del sistema periódico. El que tenga electrones d, que pertenece al bloque de los metales de transición.

Si cede los dos electrones más alejados del núcleo, el que se encuentra en el orbital $6s$ y otro de uno de los orbitales $5d$, se transforma en el ion Pt^{2+} cuya configuración electrónica es [Xe] $4f^{14}\ 5d^8$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $5d$ que presenta dos electrones desapareados.

$6s$	$5d$				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

La tabla completa es:

Z	Elemento	Símbolo	Configuración electrónica	Nº e^- desapareados	Grupo	Bloque
25	manganeso	Mn	Mn^{2+} [Ar] $3d^5$	Mn^{2+} (5)	7	transición
42	molibdeno	Mo	Mo^{4+} [Kr] $4d^2$	Mo^{4+} (2)	6	transición
52	telurio	Te	Te^{2-} [Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^6$	Te^{2-} (0)	16	metaloide
78	platino	Pt	Pt^{2+} [Xe] $4f^{14}\ 5d^8$	Pt^{2+} (2)	10	transición

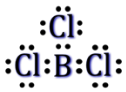
VII. ENLACE QUÍMICO

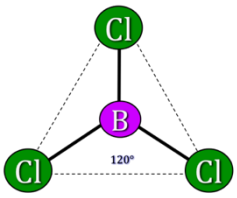
1. ESTRUCTURAS DE LEWIS Y GEOMETRÍA MOLECULAR. MODELO RPECV

1.1. Explique la geometría molecular del:
a) Tricloruro de boro
b) Etano
c) Etino

(Canarias 1996)

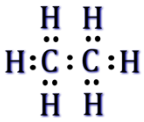
▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de boro es:

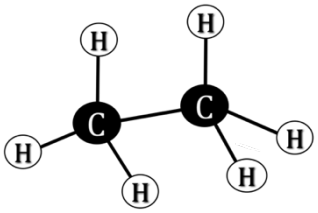




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es triangular plana con ángulos de enlace de 120°.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de etano es:



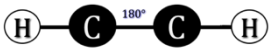


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo de carbono (central) se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica con ángulos de enlace de, aproximadamente, 109,5°.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de etino o acetileno es:



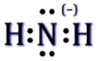
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo de carbono (central) se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2 por lo que su disposición y geometría es lineal con ángulos de enlace de 180°.

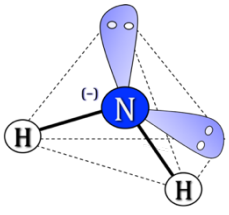


1.2. Ordene las siguientes especies por orden creciente de ángulo de enlace:
NH_2^- NH_3 NH_4^+

(Canarias 1998)

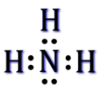
▪ La estructura de Lewis del ion azanuro es:



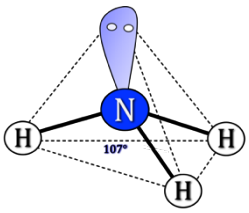


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_2^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo existen dos ligandos unidos al átomo central. Los ángulos de enlace son menores de 109,5° debido a la repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios.

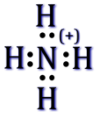
▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:

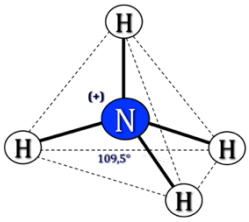


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo existen tres ligandos unidos al átomo central. Los ángulos de enlace son algo menores de 109,5° (según la bibliografía 107°) debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitarios.



▪ La estructura de Lewis del ion amonio es:





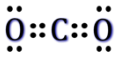
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_4^+ es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica con ángulos de enlace de 109,5°.

El orden creciente de ángulos de enlace es, $NH_2^- < NH_3 < NH_4^+$.

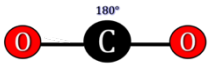
1.3. Indique, dentro de cada pareja de especies, cuál de ellas presenta un mayor ángulo de enlace O–X–O:
a) NO_2^- y NO_3^-
b) CO_2 y SO_2
c) SO_3^{2-} y SO_4^{2-}
d) ClO_3^- y ClO_4^-
e) SO_2 y SO_3
f) SO_3^{2-} y NO_3^-

(Valencia 1999)

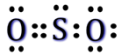
▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

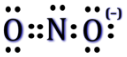


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal con un ángulo de enlace de 180°.

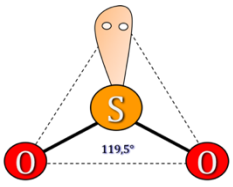


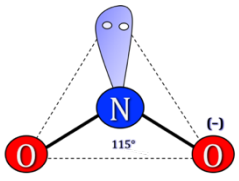
▪ Las estructuras de Lewis de la molécula de dióxido de azufre y del ion nitrito son:



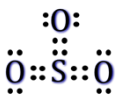


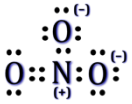
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_2 y NO_2^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central. El ángulo de enlace es algo menor de 120° debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitario que hay sobre los átomos azufre y de nitrógeno.



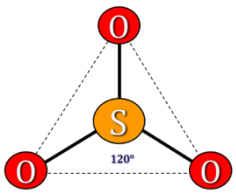


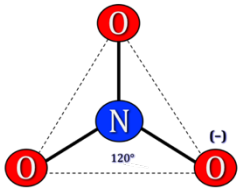
▪ Las estructuras de Lewis de la molécula de trióxido de azufre y del ion nitrato son:



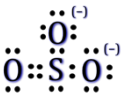


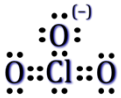
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_3 y NO_3^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana con ángulos de enlace de 120°.



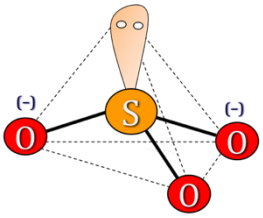


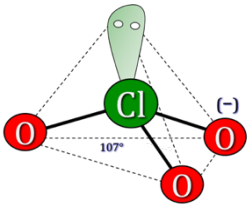
▪ Las estructuras de Lewis de los iones sulfito y clorato son:



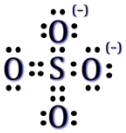


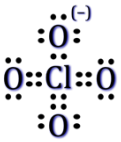
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_3^{2-} y ClO_3^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central. Los ángulos de enlace son algo menores de 109,5° debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitario que hay sobre los átomos de azufre y cloro.



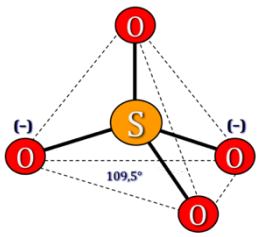


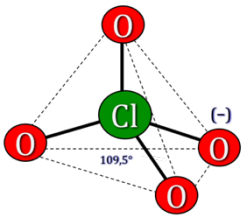
▪ Las estructuras de Lewis de los iones sulfato y perclorato son:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_4^{2-} y ClO_4^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica con ángulos de enlace de 109,5°.





De acuerdo con lo anteriormente expuesto:

a) El ángulo O–N–O es mayor en el NO_3^- que en el NO_2^-.

b) El ángulo O–X–O es mayor en el CO_2 que en el SO_2.

c) El ángulo O–S–O es mayor en el SO_4^{2-} que en el SO_3^{2-}.

d) El ángulo O–Cl–O es mayor en el ClO_4^- que en el ClO_3^-.

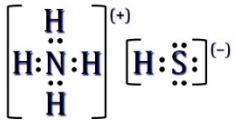
e) El ángulo O–S–O es mayor en el SO_3 que en el SO_2.

f) El ángulo O–X–O es mayor en el NO_3^- que en el SO_3^{2-}.

1.4. Dibuje el diagrama de Lewis de la molécula de NH_4HS y explique si sigue la regla del octeto y qué tipos de enlaces existen.

(Galicia 2000)

Como se observa en la estructura de Lewis:



todos los átomos de la molécula cumplen la regla del octeto (es preciso señalar que el átomo de hidrógeno llena su única capa con solo 2 electrones).

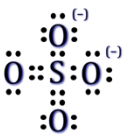
Respecto a los enlaces existentes:

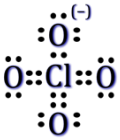
- Entre los iones amonio, NH_4^+, e hidrogenosulfuro, HS^-, existe un enlace iónico.
- Los enlaces N–H y H–S son enlaces covalentes debido a la baja diferencia de electronegatividad existente entre los átomos que se unen.

1.5. De las siguientes moléculas o iones:
XeF_4, SF_4, SO_4^{2-} y ClO_4^-
indique las que tienen geometría tetraédrica.

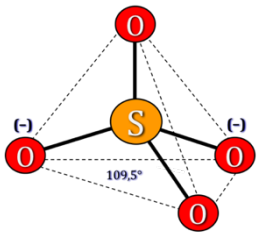
(Valencia 2001)

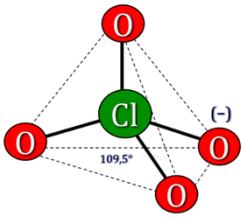
- Las estructuras de Lewis de los iones sulfato y perclorato son:



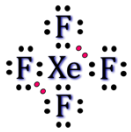


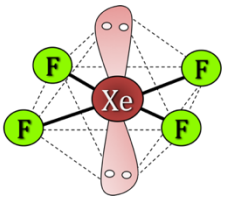
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_4^{2-} y ClO_4^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica con ángulos de enlace de 109,5°.





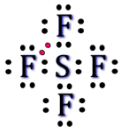
- La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de xenón es:

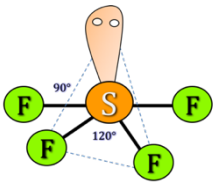




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6, por lo que su disposición es octaédrica y su geometría cuadrada plana ya que solo existen cuatro ligandos unidos al átomo central.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de azufre es:



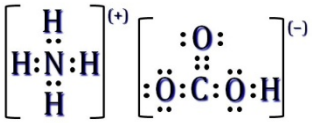


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría de "balancín" ya que solo existen cuatro ligandos unidos al átomo central y es la que presenta menos repulsiones de 90° entre el par de electrones solitario y los pares de electrones enlazantes.

1.6. Dibuje el diagrama de Lewis de la molécula de NH_4HCO_3 y explique si sigue la regla del octeto y qué tipos de enlaces existen.

(Galicia 2001)

Como se observa en la estructura de Lewis:



todos los átomos de la molécula cumplen la regla del octeto (es preciso señalar que el átomo de hidrógeno llena su única capa con solo 2 electrones).

Respecto a los enlaces existentes:

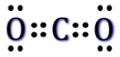
▪ Entre los iones amonio, NH_4^+, e hidrogenocarbonato, HCO_3^-, existe un enlace iónico.

▪ Los enlaces C–O y H–O son enlaces covalentes debido a la baja diferencia de electronegatividad existente entre los átomos que se unen.

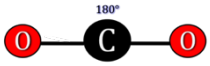
1.7. De las siguientes moléculas o iones:
CO_2, SO_2, NO_2^- y ICl_2^-
indique cuáles son lineales justificando la respuesta.

(Valencia 2002)

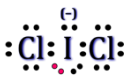
▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

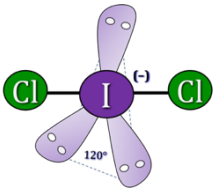


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.



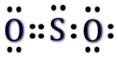
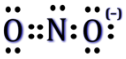
▪ La estructura de Lewis del ion dicloruroyodato(1–) es:



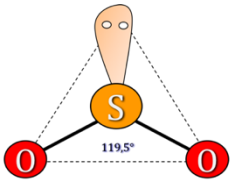


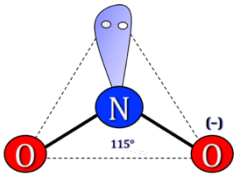
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ICl_2^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría lineal ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central y es la que presenta menos repulsiones de 90° entre los pares de electrones y los pares de electrones enlazantes.

▪ Las estructuras de Lewis de la molécula de dióxido de azufre y del ion nitrito son:

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_2 y NO_2^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central. El ángulo de enlace es algo menor de 120° debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitario que hay sobre los átomos azufre y de nitrógeno.

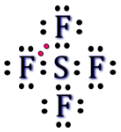
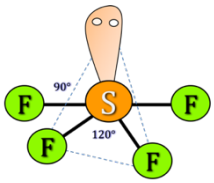




1.8. De las siguientes moléculas o iones:
CCl_4, SF_4, ICl_4^- y ClO_4^-
indique las que son tetraédricas, justificando la respuesta.

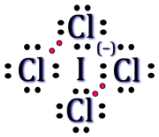
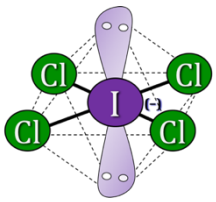
(Valencia 2003) (Valencia 2005)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de azufre es:

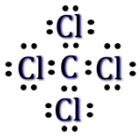
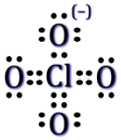
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_4E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, con una disposición de bipirámide trigonal y geometría de "balancín" ya que solo existen cuatro ligandos unidos al átomo central y es la que presenta menos repulsiones de 90° entre el par de electrones solitario y los pares de electrones enlazantes.

▪ La estructura de Lewis del ion tetracloruroyodato(1−) es:

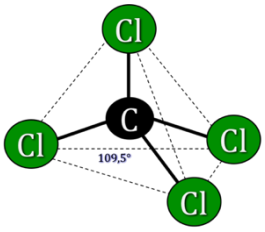



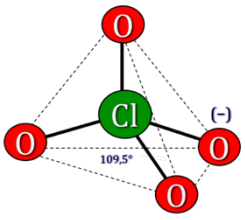
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ICl_4^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6, por lo que su disposición es octaédrica y su geometría cuadrada plana ya que solo existen cuatro ligandos unidos al átomo central.

▪ Las estructuras de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono y del ion perclorato son:

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, CCl_4 y ClO_4^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

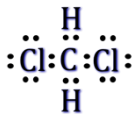
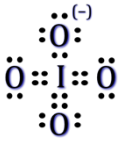
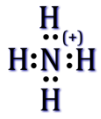




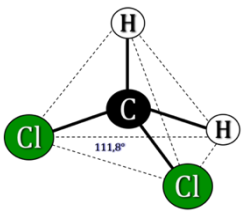
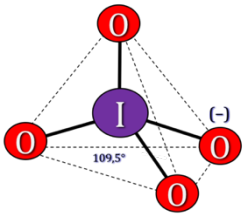
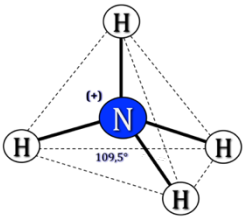
1.9. De las siguientes moléculas o iones:
CH_2Cl_2, IO_4^-, NH_4^+ y ICl_4^-
indique las que son tetraédricas, justificando la respuesta.

(Valencia 2004)

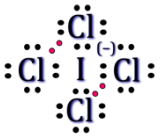
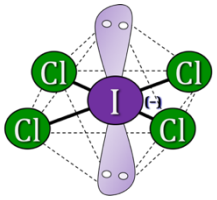
▪ Las estructuras de Lewis de la molécula de diclorometano y de los iones peryodato y amonio son:

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, CH_2Cl_2, IO_4^- y NH_4^+ son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

▪ La estructura de Lewis del ion tetracloruroyodato(1–) es:

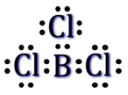
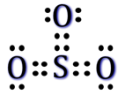
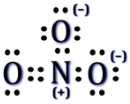



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ICl_4^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6, por lo que su disposición es octaédrica y su geometría cuadrada plana ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.

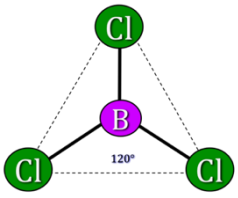
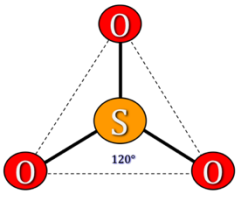
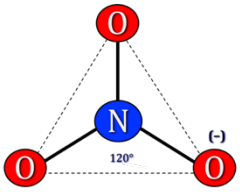
1.10. De las siguientes moléculas o iones:
BCl_3, SO_3, ClO_3^-, NO_3^- y NH_3
indique justificando la respuesta, las que son piramidales.

(Valencia 2004) (Valencia 2007)

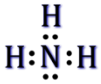
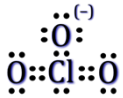
▪ Las estructuras de Lewis de las moléculas de tricloruro de boro, trióxido de azufre y del ion nitrato son:

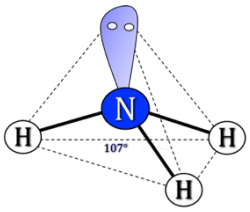
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV BCl_3, SO_3 y NO_3^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

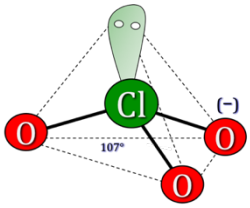




▪ Las estructuras de Lewis de la molécula de amoniaco y del ion clorato son:

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, NH_3 y ClO_3^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

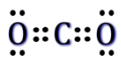




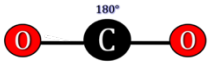
1.11. Justifique, dentro de cada pareja de especies, las diferencias en el ángulo de enlace O–X–O:
a) SO_3 y SO_3^{2-}
b) NO_2^- y NO_3^-
c) NO_2^- y CO_2
d) NO_3^- y ClO_3^-

(Valencia 2008)

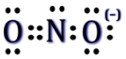
▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

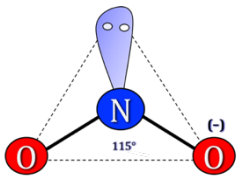


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal con un ángulo de enlace de 180°.



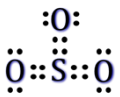
▪ La estructura de Lewis del ion nitrito es:

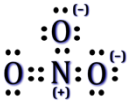




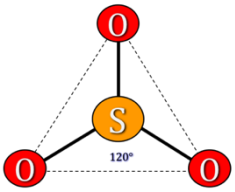
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo existen dos ligandos unidos al átomo central. El ángulo de enlace es algo menor de 120° debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitario que hay sobre el átomo de nitrógeno.

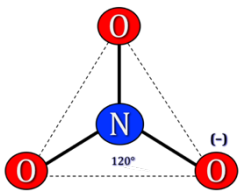
▪ Las estructuras de Lewis de la molécula de trióxido de azufre y del ion nitrato son:



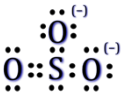


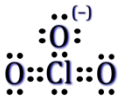
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_3 y NO_3^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana con ángulos de enlace de 120°.



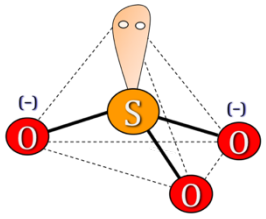


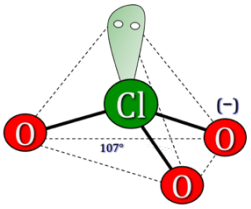
▪ Las estructuras de Lewis de los iones sulfito y clorato son:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_3^{2-} y ClO_3^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo existen tres ligandos unidos al átomo central. Los ángulos de enlace son algo menores de 109,5° debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitarios que hay sobre los átomos de azufre y cloro.





De acuerdo con lo anteriormente expuesto:

a) El ángulo O–S–O es mayor en el SO_3 que en el SO_3^{2-}.

b) El ángulo O–N–O es mayor en el NO_3^- que en el NO_2^-.

c) El ángulo O–X–O es mayor en el CO_2 que en el NO_2^-.

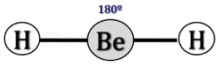
d) El ángulo O–X–O es mayor en el NO_3^- que en el ClO_3^-.

1.12. Ordene las siguientes moléculas:
BeH_2, BH_3, CH_4 y NH_3
en función del grado creciente de sus ángulos de enlace:

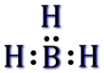
(Canarias 2010)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dihidruro de berilio es:

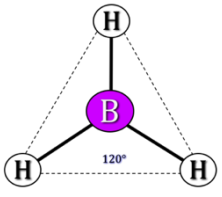
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el BeH_2 es una molécula del tipo AX_2, a la que corresponde un número estérico 2, a la que corresponde una distribución lineal de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central con ángulos de enlace de 180°.



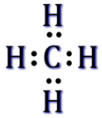
▪ La estructura de Lewis de la molécula de borano es:



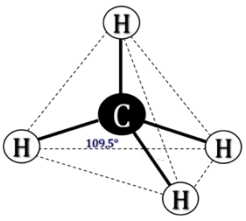
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el BH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana con ángulos de enlace de 120°.



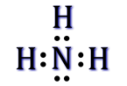
▪ La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

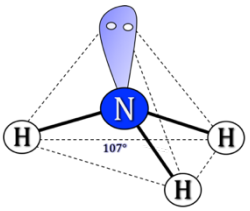


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica con ángulos de enlace de 109,5°.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo existen tres ligandos unidos al átomo central. Los ángulos de enlace son inferiores a 109,5° debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitarios situado sobre el átomo de nitrógeno.

El orden creciente de ángulos de enlace es:

$$NH_3 < CH_4 < BH_3 < BeH_2$$

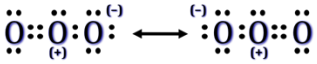
Los valores de los ángulos de enlace encontrados en la bibliografía son:

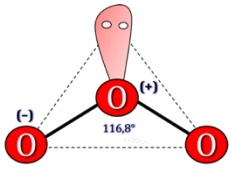
$$NH_3\ (107°) < CH_4\ (109{,}5°) < BH_3\ (120°) < BeH_2\ (180°)$$

1.13. De acuerdo con la teoría de repulsión de los pares de electrones de valencia, ¿cuál sería la estructura geométrica posible de la molécula de ozono, O_3?

(Canarias 2010)

El ozono es una sustancia que presenta resonancia cuya estructura de Lewis es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el O_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

1.14. Dadas las siguientes especies químicas:

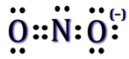
NO_2^+, NH_2^-, NO_2^- y H_3O^+

a) Escriba su estructura de Lewis.

b) Describa su geometría.

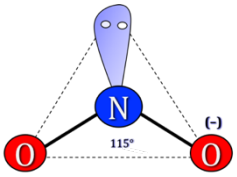
(Preselección Valencia 2010)

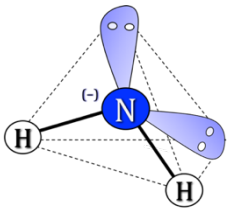
▪ Las estructuras de Lewis de los iones nitrito y azanuro son:



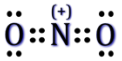


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, NO_2^- y NH_2^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo existen dos ligandos unidos al átomo central.

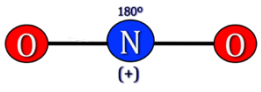




▪ La estructura de Lewis del ion dioxidonitrógeno(1+) es:

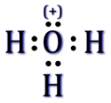


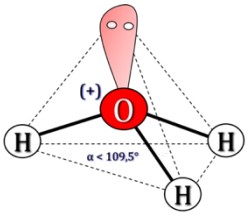
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NO_2^+ es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo



central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

▪ La estructura de Lewis del ion oxidanio es:



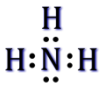


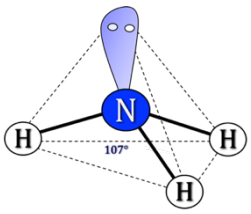
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el H_3O^+ es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

1.15. Ordene, justificando la respuesta, las siguientes especies:
H_2O, CH_4, BCl_3, NH_3 y NH_4^+
de mayor a menor ángulo de enlace.

(Valencia 2010)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:

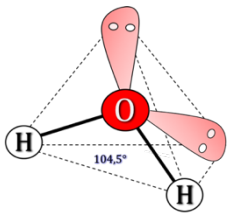




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal con ángulos de enlace inferiores a 109,5° debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitarios situado sobre el átomo de nitrógeno.

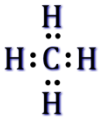
▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:

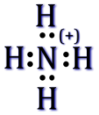




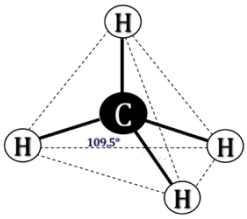
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal con ángulos de enlace menores que 109,5° debido a la repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de oxígeno.

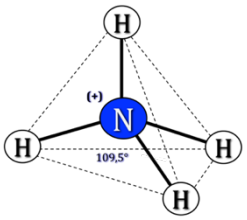
▪ Las estructuras de Lewis de la molécula de metano y del ion amonio son:



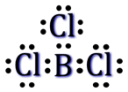


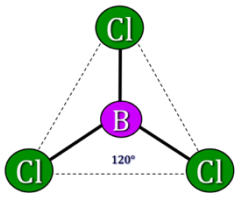
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV CH_4 y NH_4^+ son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica con ángulos de enlace de 109,5°.





▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de boro es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana con ángulos de enlace de 120°.

El orden decreciente de ángulos de enlace es:

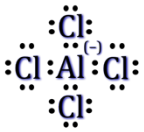
$$BCl_3 > CH_4 = NH_4^+ > NH_3 > H_2O$$

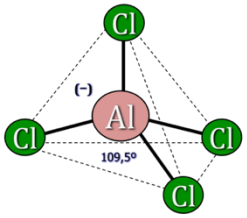
Los valores de los ángulos de enlace encontrados en la bibliografía son:

$$BCl_3\ (120°) > CH_4\ (109{,}5°) = NH_4^+\ (109{,}5°) > NH_3\ (107°) > H_2O\ (104{,}5°)$$

1.16. De acuerdo con la teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV) escriba la estructura de Lewis e indique la geometría de las especies químicas PF_3 y $AlCl_4^-$. ***(Canarias 2011)***

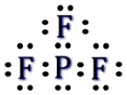
▪ La estructura de Lewis del ion tetracloruroaluminato(–1) es:

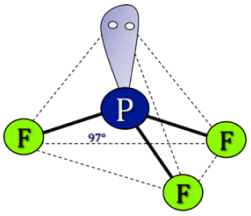




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el $AlCl_4^-$ es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de fósforo es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el PF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo existen tres ligandos unidos al átomo central. Los ángulos de enlace son menores que los de un tetraedro (109,5°) debido a la repulsión provocada por el par de electrones solitarios y la elevada electronegatividad del flúor. Según la bibliografía, los ángulos de enlace son de 97°.

1.17. El método Ostwald para obtener ácido nítrico consiste en la combustión catalítica del amoniaco. Consta de tres etapas:

- oxidación del amoniaco a NO (Pt, cat.): $4\ NH_3 + 5\ O_2 \rightarrow 4\ NO + 6\ H_2O$

- oxidación del NO a NO_2: $2\ NO + O_2 \rightarrow 2\ NO_2$

- disolución en agua del NO_2 formado: $3\ NO_2 + H_2O \rightarrow 2\ HNO_3 + NO$

a) Indique el estado de oxidación del nitrógeno en todos los compuestos donde aparece

b) Dibuje las estructuras de Lewis de todos los compuestos de nitrógeno utilizados

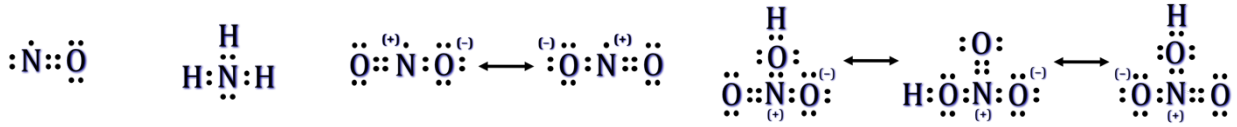
c) Discuta comparativamente el ángulo de enlace O–N–O en los aniones NO_2^- y NO_3^-.

(Valencia 2011)

a) 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 nitrógeno en las mismas es:

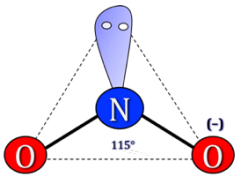
- NH_3: $x + 3\ (+1) = 0 \rightarrow x = -3$
- NO: $x + (-2) = 0 \rightarrow x = +2$
- NO_2: $x + 2\ (-2) = 0 \rightarrow x = +4$
- HNO_3: $x + 3\ (-2) + 1 = -1 \rightarrow x = +5$

b) Las estructuras de Lewis de las moléculas implicados en este proceso son:

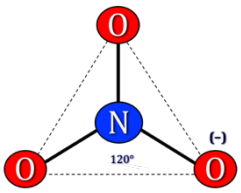


Las estructuras del NO_2 y HNO_3 corresponden a formas resonantes de las respectivas moléculas.

c) De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo existen dos ligandos unidos al átomo central. El ángulo de enlace es menor de 120° debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitarios.



- De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular con ángulos de enlace de 120°.



Teniendo en cuenta lo anteriormente expuesto, el ángulo de enlace del NO_3^- es mayor que el del NO_2^-.

1.18. Dadas las siguientes especies químicas NOF_3, N_3^-, $SOCl_2$ y NCS^-:

a) Escriba su estructura de Lewis.

b) Describa su geometría.

(Preselección Valencia 2012)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son, respectivamente:



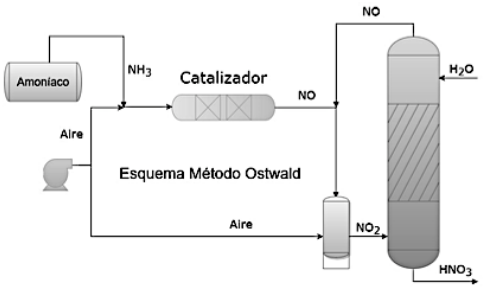
- De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, N_3^- y NCS^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que la disposición y geometría de ambas es lineal.



Las especies NOF_3 y $SOCl_2$ ya se han descrito en el ejercicio anterior.

1.19. En el aire hay una cantidad enorme de nitrógeno elemental, N_2, alrededor de $4 \cdot 10^{18}$ kg, más que suficiente para satisfacer todas nuestras necesidades. El problema es transformar el elemento en "nitrógeno fijado", es decir, en compuestos que pueden ser utilizados por las plantas para elaborar proteínas.

Este mes se cumplieron 85 años del fallecimiento de Friedrich Wilhelm Ostwald (Premio Nobel de 1909) quién descubrió un procedimiento de preparación del ácido nítrico por oxidación del amoniaco, facilitando la producción masiva de fertilizantes y explosivos en Alemania durante la I Guerra Mundial. Este proceso se asocia históricamente al desarrollado por el químico alemán Fritz Haber (proceso Haber) que proporciona la materia prima indispensable, el amoniaco.



Desde el momento en que se pone en marcha la síntesis de Haber-Bosch para la fabricación del amoniaco, el ácido nítrico se prepara por el método Ostwald. El proceso consta de tres etapas:

Primera. Se hacen pasar vapores de amoniaco y aire previamente calentados a 800 °C y 1 atm por una malla de platino con un 10 % de rodio (catalizador). La combustión catalítica del amoniaco para formar monóxido de nitrógeno, NO:

$$NH_3(g) + O_2(g) \rightarrow NO(g) + H_2O(g)$$

Segunda. Este gas, NO, pasa a unas torres metálicas de absorción donde, con un nuevo aporte de aire se produce la siguiente reacción de oxidación:

$$NO(g) + O_2(g) \rightarrow NO_2(g)$$

Tercera. En presencia de agua el dióxido de nitrógeno, NO_2, se dismuta en ácido nítrico, HNO_3 y NO. El proceso tiene lugar al ponerse en contacto con agua el NO_2, en torres de lavado:

$$NO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow HNO_3(aq) + NO(g)$$

El NO producido se oxida a NO_2 y sigue las mismas transformaciones.

a) Escriba las reacciones ajustadas de las tres etapas y la global entre la segunda y tercera etapa.

b) Escriba una reacción química ajustada correspondiente al proceso global. Considere que el vapor de agua producido en la primera etapa condensa en la torre de lavado y toda el agua es líquida.

c) Indique el estado de oxidación del nitrógeno y dibuje las estructuras de Lewis de los compuestos anteriores y su forma, justificando los ángulos de enlace en los compuestos: NH_3, NO, NO_2, HNO_3.

d) En la planta de Avilés, se introduce una corriente gaseosa (aire + amoniaco) en el reactor de 175.300 $m^3\ h^{-1}$ y una densidad de 1,012 $kg\ m^{-3}$ a 1 atm y 60 °C. Calcule la masa molar media de dicha corriente gaseosa.

e) Conociendo que la composición volumétrica del aire es 80,0 % N_2 y 20,0 % O_2, calcule la cantidad de moles por hora que entran en el reactor de amoniaco.

(Galicia 2017)

---

a) Son reacciones de oxidación-reducción. El ajuste de la ecuación correspondiente a la primera etapa es:

reducción: $5\ (O_2 + 4\ H^+ + 4\ e^- \rightarrow 2\ H_2O)$

oxidación: $4\ (NH_3 + H_2O \rightarrow NO + 5\ H^+ + 5\ e^-)$

---

global: $4\ NH_3(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 4\ NO(g) + 6\ H_2O(g)$ (1ª etapa)

La ecuación química ajustada correspondiente a la segunda etapa es:

$2\ NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ NO_2(g)$ (2ª etapa)

El ajuste de la ecuación correspondiente a la tercera etapa es:

reducción: $NO_2 + 2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow NO + H_2O$

oxidación: $2\ (NO_2 + H_2O \rightarrow NO_3^- + 2\ H^+ + e^-)$

---

global: $3\ NO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow 2\ HNO_3(aq) + NO(g)$ (3ª etapa)

Como la especie NO_2 producida en la segunda reacción se consume en la tercera, si se multiplica cada una de las ecuaciones por el coeficiente adecuado se puede eliminar esta especie de la reacción global. Sumando ambas y simplificando se obtiene:

$$3\ (2\ NO + O_2 \rightarrow 2\ NO_2)$$

$$2\ (3\ NO_2 + H_2O \rightarrow 2\ HNO_3 + NO)$$

$$4\ NO(g) + 3\ O_2(g) + 2\ H_2O(l) \rightarrow 4\ HNO_3(aq)$$

b) Sumando las ecuaciones químicas ajustadas obtenidas para la 1ª etapa y para la resultante de las etapas 2ª y 3ª se obtiene la ecuación química correspondiente a la reacción global del proceso:

$$4\ NO + 3\ O_2 + 2\ H_2O \rightarrow 4\ HNO_3$$

$$4\ NH_3 + 5\ O_2 \rightarrow 4\ NO + 6\ H_2O$$

$$NH_3(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow HNO_3(aq) + H_2O(l)$$

c) En todos los compuestos el número de oxidación del H es +1 y del O es –2 y de acuerdo con esto el estado de oxidación del N en cada uno de ellos es:

$NH_3 \rightarrow x + 3\ (+1) = 0 \quad \rightarrow \quad x = -3$ $\qquad$ $NO \rightarrow x + (-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +2$

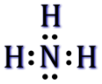
$NO_2 \rightarrow x + 2\ (-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +4$ $\qquad$ $HNO_3 \rightarrow (+1) + x + 3\ (-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +5$

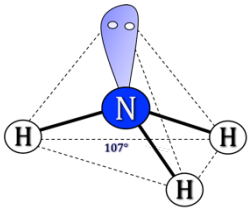
▪ La estructura de Lewis de la molécula de monóxido de nitrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos en la especie. El ángulo de enlace es de 180°.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:

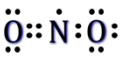


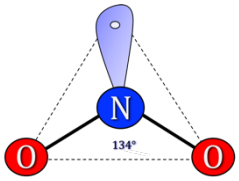


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo tiene tres ligandos unidos al átomo central.

Los ángulos de enlace inferiores a 109,5° debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitario situado sobre el átomo de nitrógeno.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de nitrógeno es:

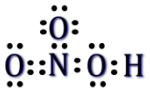


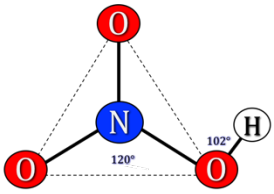


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría es angular ya que solo tiene dos ligandos unidos al átomo central.

El ángulo de enlace es superior a 120° debido a la pequeña repulsión que ejerce el electrón desapareado situado sobre el átomo de nitrógeno.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de ácido nítrico es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HNO_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central (nitrógeno) se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3 por lo que su disposición y geometría es triangular.

Los ángulos de enlace N–O son de 120° y el N–O–H menor de 109,5° debido a la repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de oxígeno.

d) Considerando comportamiento ideal, la masa molecular media de la mezcla gaseosa se puede calcular aplicando la ecuación de estado modificada de los gases ideales:

$$M = \frac{(1{,}012\ \text{kg m}^{-3}) \cdot (8{,}314\ \text{J mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (60 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{1{,}013{\cdot}10^5\ \text{Pa}} \cdot \frac{10^3\ \text{g}}{1\ \text{kg}} = 27{,}7\ \text{g mol}^{-1}$$

e) Considerando 100 mol de la corriente que se alimenta al reactor con la siguiente composición:

x mol NH_3, $0{,}800 \cdot (100 - x)$ mol N_2 y $0{,}200 \cdot (100 - x)$ mol O_2

y aplicando el concepto de masa molar:

$$\frac{x\ \text{mol NH}_3 \cdot \frac{17{,}0\ \text{g}}{\text{mol}} + 0{,}800 \cdot (100 - x)\ \text{mol N}_2 \cdot \frac{28{,}0\ \text{g}}{\text{mol}} + 0{,}800 \cdot (100 - x)\ \text{mol O}_2 \cdot \frac{32{,}0\ \text{g}}{\text{mol}}}{100\ \text{mol}} = 27{,}7\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Se obtiene, $x = 10{,}0$ mol.

La composición molar de la corriente gaseosa que alimenta el reactor es:

10,0 mol NH_3, 72,0 mol N_2 y 18,0 mol O_2.

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas que entran al reactor:

$$n = \frac{1\ \text{atm} \cdot (175.300\ \text{m}^3\ \text{h}^{-1})}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (60 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{10^3\ \text{L}}{1\ \text{m}^3} = 6{,}42{\cdot}10^6\ \text{mol h}^{-1}$$

A partir del caudal molar obtenido para la corriente gaseosa y de la composición molar de la misma se puede calcular el caudal molar de cada gas que entra en el reactor:

$$6{,}42{\cdot}10^6\ \text{mol h}^{-1} \cdot \frac{10{,}0\ \text{mol NH}_3}{100\ \text{mol gas}} = 6{,}42{\cdot}10^5\ \text{mol NH}_3\ \text{h}^{-1}$$

$$6{,}42{\cdot}10^6\ \text{mol h}^{-1} \cdot \frac{72{,}0\ \text{mol N}_2}{100\ \text{mol gas}} = 4{,}62{\cdot}10^6\ \text{mol N}_2\ \text{h}^{-1}$$

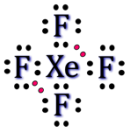
$$6{,}42{\cdot}10^6\ \text{mol h}^{-1} \cdot \frac{18{,}0\ \text{mol O}_2}{100\ \text{mol gas}} = 1{,}16{\cdot}10^6\ \text{mol O}_2\ \text{h}^{-1}$$

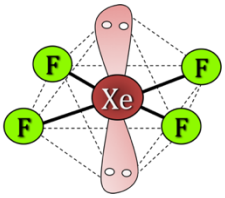
(Los apartados de este problema forman parte del problema propuesto en O.N.Q. de Castellón 2008).

1.20. Escriba la estructura de Lewis de las especies químicas XeF_4 y $BeCl_4^{2-}$. De acuerdo con la teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (RPECV) determine sus geometrías.

(Canarias 2020)

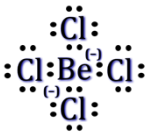
▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de xenón es:

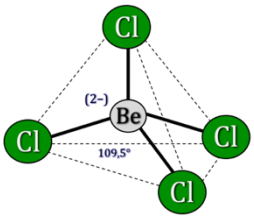




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6, por lo que su disposición es octaédrica y su geometría cuadrada plana ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.

▪ La estructura de Lewis del tetracloruroberilato(2–) es:





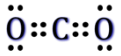
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $BeCl_4^{2-}$ es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

2. POLARIDAD

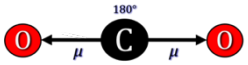
2.1. Escriba las estructuras de Lewis de las moléculas de CO_2 y H_2O. ¿Serán compuestos polares?

(Canarias 1996)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

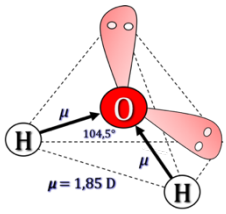


Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno, C → O. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

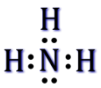


Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno, H → O. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}85$ D) y la molécula es polar.

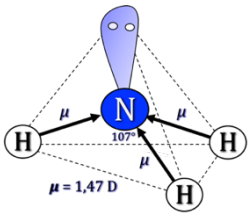
2.2. El NH_3 y el BF_3 son dos compuestos del tipo AX_3, sin embargo, el primero tiene un momento dipolar de $4{,}97 \cdot 10^{-30}$ C m, mientras que el del segundo es cero. ¿Cómo se interpreta estos datos?

(Canarias 1998)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central. Los ángulos de enlace teóricos de 109,5° aunque la repulsión que ejerce el par de electrones solitarios situado sobre el átomo de nitrógeno hace que este ángulo sea algo menor, 107° según la bibliografía.

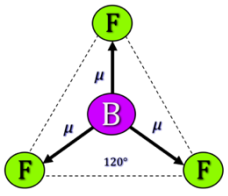


Como el nitrógeno más electronegativo ($\chi = 3{,}04$) que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$) la molécula presenta tres dipolos dirigidos hacia el nitrógeno, H → N. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula, $\boldsymbol{\mu} = 4{,}97 \cdot 10^{-30}$ C m, por lo que la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana con ángulos de enlace de 120°.



Como el flúor más electronegativo ($\chi = 3{,}98$) que el boro ($\chi = 2{,}04$), la molécula presenta tres dipolos dirigidos hacia el flúor, B → F. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

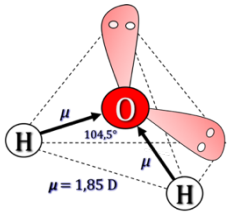
2.3. En las moléculas que se indican:
H_2O, SiH_4, CCl_4 y CS_2
señale las que tienen momento dipolar permanente.

(Valencia 2002)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:

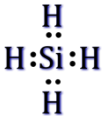


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

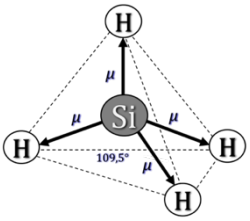


Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno H → O. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}85$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de silano es:

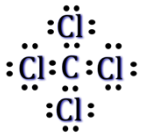


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SiH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

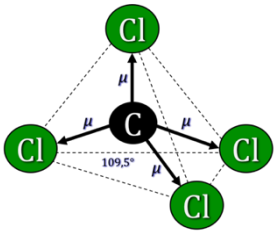


Como el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$) es más electronegativo que el silicio ($\chi = 1{,}90$) existen cuatro dipolos dirigidos hacia el hidrógeno Si → H. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:

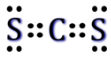


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

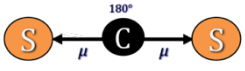


Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$) existen cuatro dipolos dirigidos hacia el cloro C → Cl. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de disulfuro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CS_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

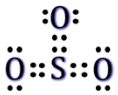


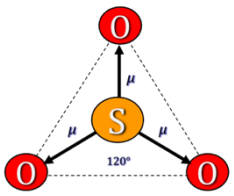
Como el azufre ($\chi = 2{,}58$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$) existen dos dipolos dirigidos hacia el azufre C → S. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

2.4. De las siguientes moléculas:
SO_3, SO_2, NH_3, H_2O, CCl_4, PCl_5 y CH_3CH_2OH
indique cuáles son polares justificando la respuesta.

(Valencia 2002)

▪ La estructura de Lewis, considerando capa de valencia expandida, de la molécula de trióxido de azufre es:

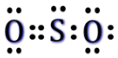


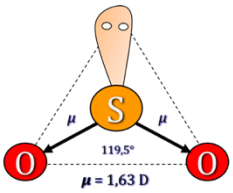


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3 por lo que su disposición y geometría es triangular.

Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$) existen tres dipolos dirigidos hacia el oxígeno S → O. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



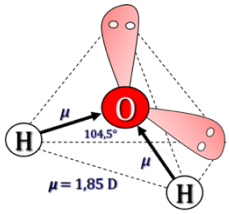


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno S → O. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}63$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:

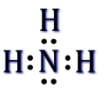


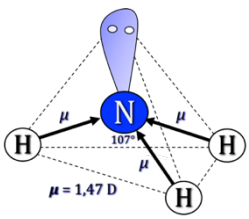


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno H → O. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}85$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:

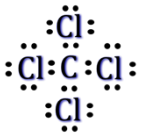


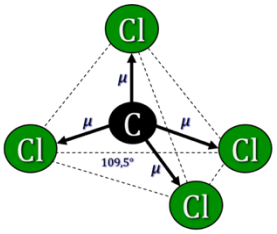


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el nitrógeno es más electronegativo ($\chi = 3{,}04$) que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$) la molécula presenta tres dipolos dirigidos hacia el nitrógeno, H → N. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}47$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:

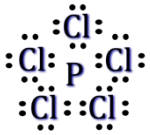


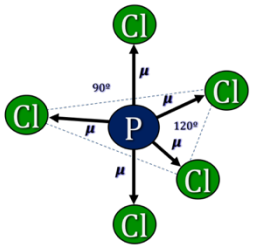


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$) existen cuatro dipolos dirigidos hacia el cloro C → Cl. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de pentacloruro de fósforo es:

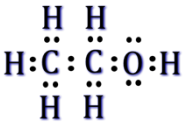


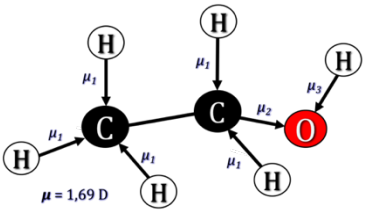


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición y geometría es de bipirámide trigonal.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2{,}19$) existen cinco dipolos dirigidos hacia el cloro P → Cl. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de etanol es:





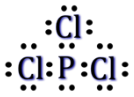
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_3CH_2OH es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central (carbono y oxígeno) se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica respecto a cada uno de ellos.

Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$) existen siete dipolos dirigidos, cinco hacia el carbono H → C y dos hacia el oxígeno H → O. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}69$ D) y la molécula es polar.

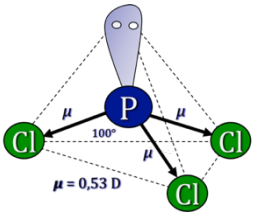
2.5. Dadas las siguientes especies químicas, PCl_3, BeH_2, NH_4^+:
a) Escriba su estructura de Lewis.
b) Prediga su geometría justificando la respuesta.
c) Explique si estas especies tienen o no momento dipolar.

(Preselección Valencia 2003)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de fósforo es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

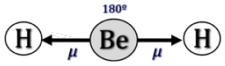


Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2{,}19$) existen tres dipolos dirigidos hacia el cloro P → Cl. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu}$ = 0,53 D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dihidruro de berilio es:

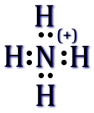


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeH_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

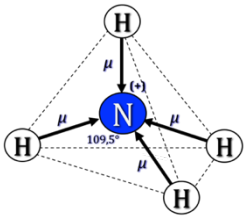


Como el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1{,}57$) existen dos dipolos dirigidos hacia el hidrógeno Be → H. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis del ion amonio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_4^+ es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

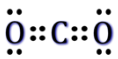


Como el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$) existen cuatro dipolos dirigidos hacia el nitrógeno H → N. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la especie es no polar.

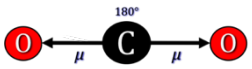
2.6. De las siguientes moléculas:
CO_2, SO_2, $SnCl_2$ y H_2O
indique las que son polares, justificando la respuesta.

(Valencia 2004)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

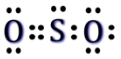


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

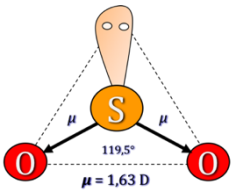


Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno C → O. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:

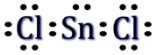


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

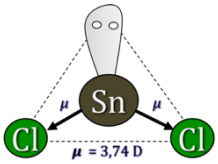


Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno S → O. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu}$ = 1,63 D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de estaño es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $SnCl_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

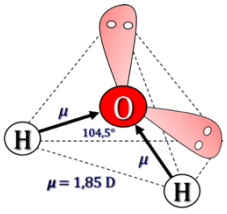


Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el estaño ($\chi = 2{,}20$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno Sn → Cl. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu}$ = 3,74 D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno H → O. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu}$ = 1,85 D) y la molécula es polar.

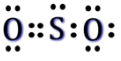
2.7. De las siguientes moléculas:

CO_2, SO_2, BCl_3, H_2O, CCl_4 y NH_3

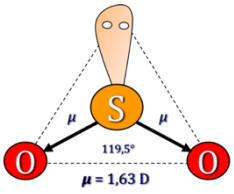
indique, justificando la respuesta, las que son polares y las que son apolares.

(Valencia 2005) (Valencia 2007)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:

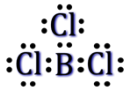


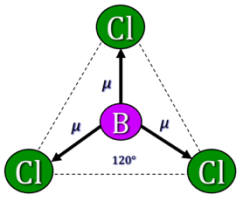
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno S → O. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}63$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de boro es:



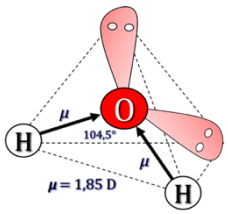


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2{,}04$) existen tres dipolos dirigidos hacia el cloro B → Cl. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:

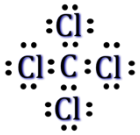


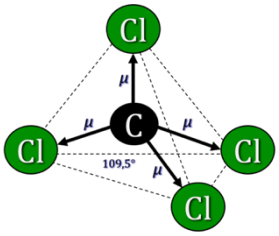


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno H → O. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}85$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:

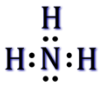


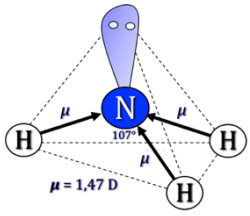


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$) existen cuatro dipolos dirigidos hacia el cloro C → Cl. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:

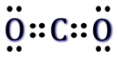




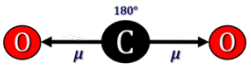
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$) existen tres dipolos dirigidos hacia el nitrógeno H → N. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}47$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

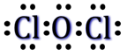


Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno C → O. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

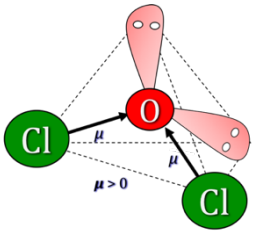
2.8. Dadas las siguientes moléculas: OCl_2, $AsCl_3$ y F_2CO.
a) Escriba su estructura de Lewis.
b) Describa su geometría molecular.
c) Explique si estas moléculas tienen o no momento dipolar.

(Preselección Valencia 2006)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de oxígeno es:

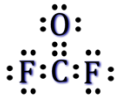


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el OCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

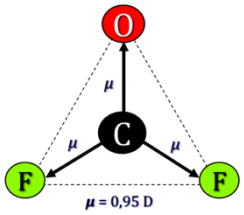


Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el cloro ($\chi = 3{,}16$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno Cl → O. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}83$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de carbonilo o difluorurooxidocarbono es:

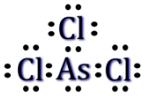


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el F_2CO es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

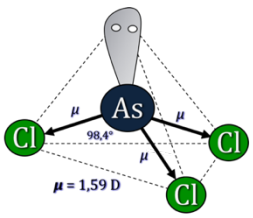


Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) y el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) son más electronegativos que el carbono ($\chi = 2{,}55$) existen dos dipolos dirigidos dos hacia el flúor C → F y otro dirigido hacia el oxígeno C → O. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}95$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de arsénico es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $AsCl_3$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

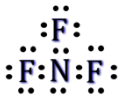


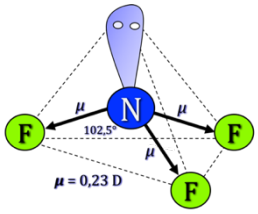
Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el arsénico ($\chi = 2{,}18$) existen tres dipolos dirigidos hacia el cloro As → Cl. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu}$ = 1,59 D) y la molécula es polar.

2.9. Dadas las siguientes moléculas: NF_3, GeH_4 y trans-dicloroeteno:
a) Escriba su estructura de Lewis.
b) Describa su geometría molecular.
c) Indique si son o no moléculas polares, justificando la respuesta.

(Preselección Valencia 2007)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de nitrógeno es:

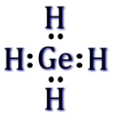


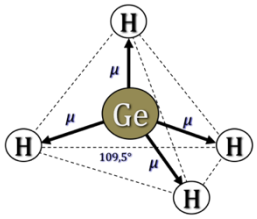


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) existen tres dipolos dirigidos hacia el flúor N → F. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu}$ = 0,235 D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrahidruro de germanio es:

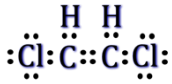


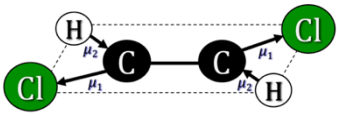


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el GeH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$) es más electronegativo que el germanio ($\chi = 2{,}01$) existen cuatro dipolos dirigidos hacia el hidrógeno Ge → H. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trans-dicloroeteno es:





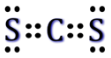
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $C_2Cl_2H_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada central (carbono), se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$) existen cuatro dipolos, dos dirigidos hacia el cloro C → Cl y otros dos dirigidos hacia el carbono H → C. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

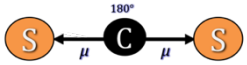
2.10. Dadas las siguientes moléculas: CH_3I, CS_2 y AsF_3.
a) Escriba su estructura de Lewis.
b) Describa su geometría molecular.
c) Explique si estas moléculas tienen o no momento dipolar.

(Preselección Valencia 2008)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de disulfuro de carbono es:

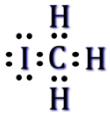


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CS_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

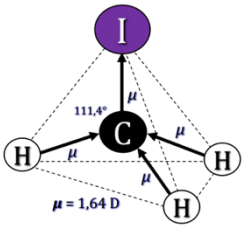


Como el azufre ($\chi = 2{,}58$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$) existen dos dipolos dirigidos hacia el azufre C → S. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de yodometano es:

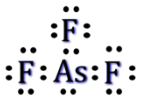


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_3I es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

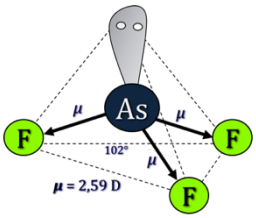


Como el yodo ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$) existen cuatro dipolos, tres dirigidos hacia el carbono H → C y el otro dirigido hacia el yodo C → I. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}64$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de arsénico es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el AsF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el arsénico ($\chi = 2{,}04$) existen tres dipolos dirigidos hacia el flúor As → F. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 2{,}59$ D) y la molécula es polar.

2.11. Dados los siguientes enlaces: Al–Cl; Cl–Cl; K–Cl.
a) ¿Cuál de ellos es no polar (o apolar)?
b) Solo uno de ellos representa un enlace iónico.
c) Ordene los enlaces por orden de polaridad creciente.

(Canarias 2009)

El orden creciente de la electronegatividad, según Pauling, para los elementos propuestos es:

$$\chi_{(K)}\ (0{,}82) < \chi_{(Al)}\ (1{,}61) < \chi_{(Cl)}\ (3{,}16)$$

Las diferencias de electronegatividad entre los elementos que forman los compuestos dados son:

Compuesto	Cl_2	$AlCl_3$	KCl
$\Delta\chi$	0,00	1,55	2,34

a) El enlace Cl–Cl es covalente no polar, ya que se trata de un enlace entre átomos de un mismo elemento.

b) El enlace K–Cl es predominantemente iónico, ya que se trata de un enlace entre átomos de elementos con muy diferente electronegatividad, $\chi_{(K)}\ (0{,}82) << \chi_{(Cl)}\ (3{,}16)$.

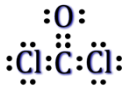
c) Cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad entre los elementos que forman el enlace, tanto más polar es este, por tanto, el orden de polaridad creciente de los enlaces dados es:

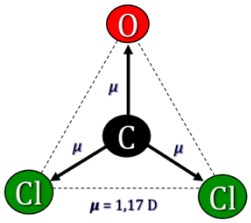
Cl–Cl < Al–Cl < K–Cl

2.12. Dadas las siguientes moléculas $COCl_2$, $CHCl_3$ y HCHO:
a) Escriba su estructura de Lewis.
b) Describa su geometría molecular.
c) Explique si tienen o no momento dipolar.

(Preselección Valencia 2009)

a) La estructura de Lewis de la molécula de fosgeno o diclorurooxidocarbono es:

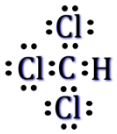


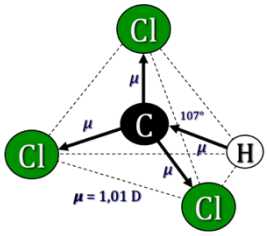


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $COCl_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.

Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) y el cloro ($\chi = 3{,}16$) son más electronegativos que el carbono ($\chi = 2{,}55$), la molécula presenta tres dipolos dirigidos, dos hacia el cloro, C → Cl, y uno hacia oxígeno, C → O. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}17$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de triclorometano o cloroformo es:

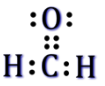


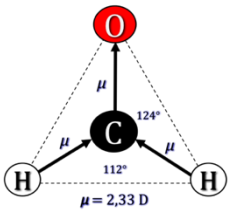


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $CHCl_3$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Al ser el cloro ($\chi = 3{,}16$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), la molécula presenta cuatro dipolos dirigidos, tres hacia el cloro, C → Cl, y uno hacia carbono, H → C. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}01$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de formaldehído o metanal es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCHO es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular.

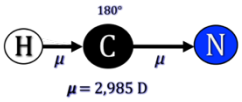
Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), la molécula presenta tres dipolos dirigidos, dos hacia el carbono, H → C, y uno hacia oxígeno, C → O. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 2{,}33$ D) y la molécula es polar.

2.13. Justifique si son polares o apolares, las siguientes moléculas:
CH_2Cl_2, SCl_2, $AsCl_3$ y HCN

(Preselección Valencia 2010)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de cianuro de hidrógeno es:

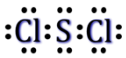


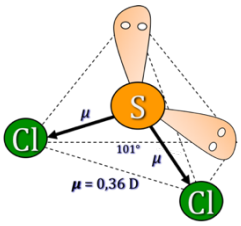


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCN es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos, uno hacia el nitrógeno, C → N, y otro hacia carbono, H → C. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 2{,}985$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de azufre es:

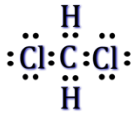


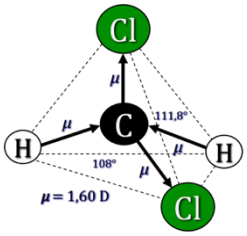


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Al ser el cloro ($\chi = 3{,}16$) más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia el cloro, S → Cl. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}36$ D) y la molécula es polar

▪ La estructura de Lewis de la molécula de diclorometano es:

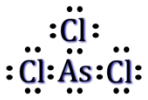


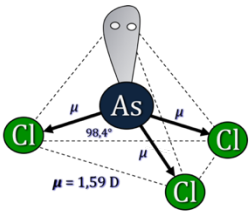


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_2Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Al ser el cloro ($\chi = 3{,}16$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), la molécula presenta cuatro dipolos dirigidos, dos de ellos, hacia el cloro, C → Cl, y otros dos, hacia el carbono, H → C. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}60$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de arsénico es:





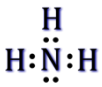
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $AsCl_3$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

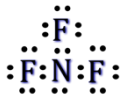
Como el cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el arsénico ($\chi = 2{,}18$) la molécula presenta tres dipolos dirigidos hacia el cloro As → Cl. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}59$ D) y la molécula es polar.

2.14. Las moléculas de amoniaco y trifluoruro de nitrógeno ¿son polares o apolares? Si son polares ¿cuál de ellas tendrá mayor momento dipolar?

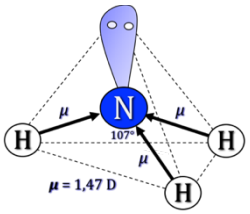
(Canarias 2011)

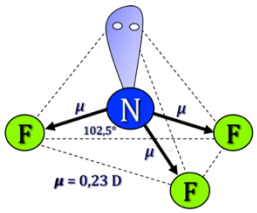
Las estructuras de Lewis de las moléculas de amoniaco y trifluoruro de nitrógeno son:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NH_3 y NF_3 son moléculas del tipo AX_3E, con número estérico 4, a las que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central. Como existe un par de electrones solitario sobre el átomo central, la geometría molecular de ambas es piramidal con unos ángulos de enlace menores que los de un tetraedro (109,5°) debido a la repulsión provocada por el par de electrones solitarios que existe sobre el átomo de nitrógeno.





▪ En la molécula de NH_3, como el nitrógeno es más electronegativo ($\chi = 3{,}04$) que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), la molécula presenta tres dipolos dirigidos hacia el nitrógeno, H → N. Con esa geometría la resultante no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}47$ D) y la molécula es polar.

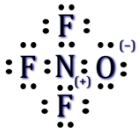
▪ En la molécula de NF_3, el nitrógeno es menos electronegativo ($\chi = 3{,}04$) que el flúor ($\chi = 3{,}98$), y aquí los tres dipolos están dirigidos hacia el flúor, N → F. Por la misma razón que antes, esta molécula es también polar ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}23$ D).

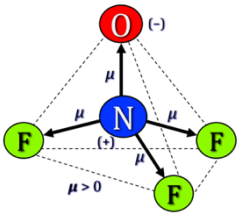
El motivo de que el mayor momento dipolar le corresponda a la molécula de NH_3 se debe a que presenta mayor diferencia de electronegatividad entre sus átomos.

2.15. Dadas las siguientes especies químicas:
NOF_3, $CHCl_3$ y $SOCl_2$
explique si son o no polares.

(Preselección Valencia 2012)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluorurooxidonitrógeno es:

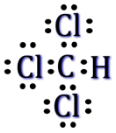




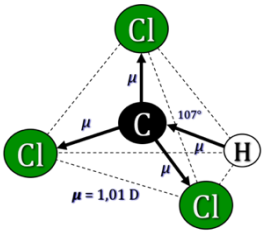
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NOF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) y el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) son más electronegativos que el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$), la molécula presenta cuatro dipolos dirigidos, tres hacia el flúor, N → F, y uno hacia oxígeno, N → O. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} \neq 0$) y la molécula es polar

▪ La estructura de Lewis de la molécula de triclorometano o cloroformo es:

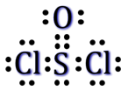


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $CHCl_3$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

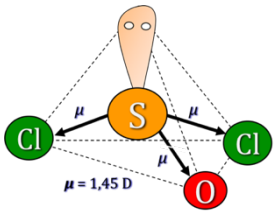


Como cloro ($\chi = 3{,}16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$) y el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), la molécula presenta cuatro dipolos dirigidos, tres de ellos, hacia el cloro, C → Cl, y el otro, hacia carbono, H → C. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}01$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de cloruro de tionilo o diclorurooxidoazufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $SOCl_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

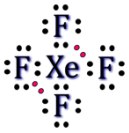


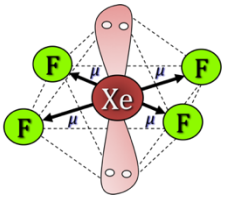
Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) y el cloro ($\chi = 3{,}16$) son más electronegativos que el azufre ($\chi = 2{,}58$), la molécula presenta tres dipolos dirigidos, dos hacia el cloro, S → Cl, y uno hacia oxígeno, S → O. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}45$ D) y la molécula es polar.

2.16. Escriba la estructura de Lewis del XeF_4. De acuerdo con la teoría de la repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV) prediga cuál será la geometría de dicho compuesto. ¿Será polar o apolar?

(Canarias 2012)

La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de xenón es:





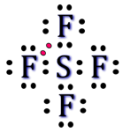
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6, por lo que su disposición es octaédrica y su geometría es cuadrada plana ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.

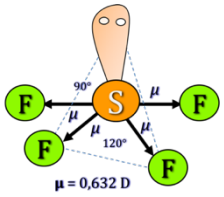
Como el flúor es más electronegativo ($\chi = 3{,}98$) que el xenón ($\chi = 2{,}6$), la molécula presenta cuatro dipolos dirigidos hacia el flúor, Xe → F. Con esa geometría la resultante de los momentos dipolar es nula la molécula es no polar.

2.17. Escriba la estructura de Lewis más estable de las siguientes especies química: XeF_4 y SF_4. De acuerdo con la teoría de la repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV) determine la geometría de cada una, indicando si son polares o no.

(Canarias 2022)

- La polaridad del XeF_4 está respondida en el ejercicio 16 de esta sección.
- La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de azufre es:





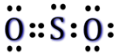
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición es bipirámide trigonal y su geometría de "balancín" ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.

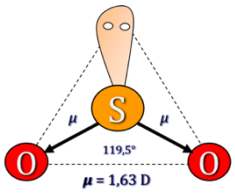
Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$), la molécula presenta cuatro dipolos dirigidos hacia el flúor, S → F. Con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}632$ D) y la molécula es polar.

2.18. ¿Cuál de las siguientes moléculas es apolar ($\mu = 0$)?
a) SO_2 b) SF_6 c) ClF_3
De acuerdo con la teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV) determine la geometría de cada una.

(Canarias 2023)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:

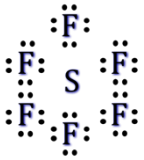


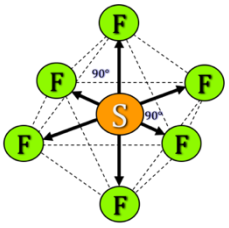


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno S → O. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} =$ 1,63 D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de hexafluoruro de azufre es:



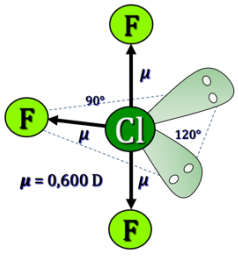


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_6, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6, por lo que su disposición y geometría es de bipirámide cuadrada.

Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2{,}58$), existen seis dipolos dirigidos hacia el flúor S → F. Con con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de cloro es:

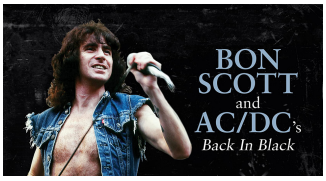




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5, por lo que su disposición es bipirámide trigonal y su geometría de "forma de T" debido a los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de cloro.

Como el flúor ($\chi = 3{,}98$) es más electronegativo que el cloro ($\chi = 3{,}16$) existen tres dipolos dirigidos hacia el flúor Cl → F. Con esa geometría, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} =$ 0,600 D) y la molécula es polar.

2.19. Aigor, el fiel e inepto ayudante del profesor Sergei Deveraux, ha leído en la revista Rolling Stones que se conmemoraba el 42 aniversario del icónico álbum *"Back in Black"* de AC/DC. Al leer esto recordó a su añorado Bon Scott, por lo que decidió rememorar sus tiempos de "heavy" y desempolvó los vinilos que tiene y que el profesor no le deja poner en el laboratorio porque considera que son ruidos estridentes que rompen el ambiente del trabajo. Después de repasar parte de su discografía, pensó que la mejor manera de honrar la memoria de Bon Scott era quedar con sus amigos, la becaria Pepita Borderline y el técnico de laboratorio Manolo von Vortex, e ir a tomar unas cervezas.



Aigor, Pepita y Manolo (que no sabía quién era Bon Scott, pero que si le susurras una poesía al oído se apunta a un bombardeo) se recorrieron bares de Alicante enfundados en sus uniformes "Denim & Leather". Acabaron la fiesta en el "Bochinche", un tugurio en el que estaban celebrando el inicio prematuro de los carnavales. Allí había toda la comida y bebida que pudieras tomar por solo 5 €. Pepita, como siempre precavida, advirtió a Aigor y Manolo que el vino tenía un extraño olor, pero Aigor, haciendo gala de su carácter "heavy más duro que el infierno", se puso hasta arriba de vino y montaditos. A la mañana siguiente, Aigor avisó al profesor que se encontraba muy malito, por lo que este supuso que había tomado cualquier porquería durante su periplo nocturno y le tomó una muestra de sangre con un aparato de su invención, el ANALITOX, un analizador-descubridor de sustancias tóxicas en el organismo. Los resultados del análisis mostraron la presencia de una sustancia orgánica formada por un 37,5 % de carbono, 12,5 % de hidrógeno y el resto oxígeno, que tenía una densidad en fase gaseosa, a $1{,}02 \cdot 10^5$ Pa y 100 °C, de 1,046 g L^{-1}. A partir de estos datos, calcule:

a) Las fórmulas empírica, molecular y estructural de esta sustancia. ¿Puede identificarla?

b) Dibuje su estructura de Lewis, prediga su forma geométrica y discuta su polaridad.

Uno de los efectos secundarios de la intoxicación de Aigor ha sido la acidez de estómago. Con el ANALITOX ha determinado la presencia de 3,14 g de ácido clorhídrico en el estómago de Aigor, segregado por las células estomacales a causa del exceso de alcohol y embutidos, por lo que el profesor le ha suministrado 10,0 mL de "Magnesiol", un jarabe antiácido de su invención muy apropiado para los excesos gastronómicos, que contiene 200 mg mL^{-1} de hidróxido de magnesio.

c) ¿Consigue el antiácido administrado por el profesor neutralizar todo el ácido clorhídrico existente en el estómago de Aigor? Justifique la respuesta.

Consideraciones adicionales. Comida: Embutidos con exceso de grasas saturadas. Bebida: vino peleón de dudosa procedencia. Música: Bells Hells, Back in Black, Highway to Hell, Screaming for Vengeance, Night at Budokan.

(Problema basado en una idea original del estudiante Esteban M. Gómez) *(Valencia 2023)*

Aigor, el fiel e inepto ayudante del profesor Sergei Deveraux, ha leído en La Región que los fans de Los Suaves felicitaron el aniversario a Yosi, que cumplía el 23 de enero los 75 años. También recordó que en este 2023 se cumplen 35 años del álbum *"Ese día piensa en mí"* donde está su famoso tema *"Dolores se llamaba Lola"*. Entonces decidió rememorar sus tiempos de "heavy" y desempolvó los vinilos que tiene y que el profesor no le deja poner en el laboratorio porque considera que son ruidos estridentes que rompen el ambiente del trabajo. Después de repasar parte de la discografía de la banda ourensana, pensó que la mejor manera de celebrar estos aniversarios era quedar con sus amigos, la becaria Pepita Borderline y el técnico de laboratorio Manolo von Vortex para ir a tomar unos vinos. Aigor, Pepita y Manolo se recorrieron los bares de Ourense y acabaron la fiesta en "O Averno", un tugurio en el que estaban celebrando el inicio prematuro de los carnavales. La oferta del día, taza de vino más pincho a 0,75 €, hizo sospechar a Pepita que, como siempre precavida, advirtió a Aigor y Manolo que el vino tenía un extraño olor. Pero Aigor, haciendo gala de su carácter "heavy más duro del infierno", se puso hasta arriba de vino y embutidos. A la mañana siguiente, Aigor avisó al profesor que se encontraba muy malito, por lo que este supuso que había tomado cualquier porquería durante su periplo nocturno y le tomó una muestra de sangre con un aparato de su invención, el ANALITOX, un analizador-descubridor de sustancias tóxicas en el organismo. Los resultados del análisis mostraron la presencia de una sustancia orgánica formada por un 37,5 % de carbono, 12,5 % de hidrógeno y el resto oxígeno, que tenía una densidad en fase gaseosa, a 1,02·105 Pa y 100 °C, de 1,046 g L^{-1}.

(Galicia 2023)

a) Para evitar los problemas que se presentan con los redondeos en la resolución de este tipo de ejercicios, en primer lugar, se calcula la fórmula molecular y a partir de ella la fórmula empírica. Para ello se necesita conocer el valor de la masa molar de la sustancia.

Teniendo en cuenta que en las condiciones dadas se trata de una sustancia en estado de vapor y, considerando comportamiento ideal para la misma, se puede aplicar la ecuación de estado de los gases ideales:

$$M = \frac{(1{,}046\ \text{g L}^{-1}) \cdot (0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (100 + 273{,}15)\ \text{K}}{1{,}02{\cdot}10^5\ \text{Pa}} \cdot \frac{1{,}013{\cdot}10^5\ \text{Pa}}{1\ \text{atm}} = 32{,}1\ \text{g·mol}^{-1}$$

A partir de las cantidades dadas y de la masa molar de la sustancia problema (X) se calcula el número de moles de átomos de cada elemento:

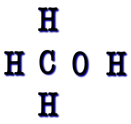
$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{37{,}5\ \text{g C}}{100\ \text{g X}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}} \cdot \dfrac{32{,}1\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 1\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\ \dfrac{12{,}5\ \text{g H}}{100\ \text{g X}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}} \cdot \dfrac{32{,}1\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 4\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \\ \dfrac{50{,}0\ \text{g O}}{100\ \text{g X}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} \cdot \dfrac{32{,}1\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 1\dfrac{\text{mol O}}{\text{mol X}} \end{array}\right\} \longrightarrow \text{fórmula molecular: } CH_4O$$

La fórmula molecular no se puede simplificar, por ese motivo coinciden las fórmulas molecular y empírica.

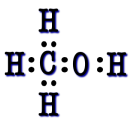
El número de átomos de hidrógeno respecto al de carbonos indica que esta sustancia no presenta ninguna insaturación, por tanto, la fórmula estructural es CH_3OH que corresponde al metanol o alcohol metílico, sustancia tóxica que ocasionó la indisposición de Aigor.

b) Para dibujar la estructura de Lewis se aplica el siguiente procedimiento:

1. Se coloca como átomo central de la molécula el C por ser el elemento menos electronegativo (excepto el H que solo puede ser ligando) y se rodea de los restantes átomos.



2. Se conectan todos los átomos mediante enlaces (pares de electrones).

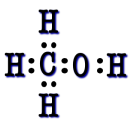


3. Se cuenta el número de electrones en la capa de valencia de todos los átomos.

$$\left.\begin{array}{l} \text{C} \rightarrow \text{[He]}\ 2s^2\ 2p^2 = 4\ e^- \\ \text{O} \rightarrow \text{[He]}\ 2s^2\ 2p^4 = 6\ e^- \\ \text{H} \rightarrow 1s^1 = 1\ e^- \end{array}\right\} \rightarrow \#\ e^- = 4 + 6 + (4 \cdot 1) = 14$$

4. Al número de electrones de la capa de valencia calculado en el apartado anterior se le resta el número de electrones que se han utilizado en el punto 2 para unir los átomos mediante enlaces sencillos: 14 – 10 = 4.

5. Estos electrones no utilizados para formar enlaces, se distribuyen, como pares no compartidos alrededor de los átomos de la molécula, procurando que se completen octetos y comenzando siempre por los elementos más electronegativos.

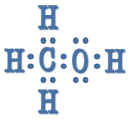


6. Se calculan las cargas formales de todos los átomos. La carga formal de un átomo en una especie se calcula mediante la siguiente ecuación:

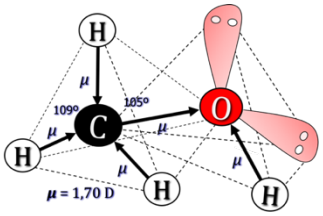
$$\text{carga formal} = \text{carga del core (nº de e}^- \text{ externos)} - \tfrac{1}{2}\text{ de e}^- \text{ externos} - \text{e}^- \text{ solitarios}$$

$$\text{carga formales} \begin{cases} \text{C} = 4 - \dfrac{8}{2} - 0 = 0 \\ \text{H} = 1 - \dfrac{2}{2} - 0 = 0 \\ \text{O} = 6 - \dfrac{4}{2} - 4 = 0 \end{cases}$$

Al no aparecer cargas formales, la estructura obtenida en el punto 5 es la estructura de Lewis del compuesto.



▪ Para determinar la geometría del compuesto se aplica el Modelo de Repulsiones de Pares de Electrones de la Capa de Valencia (RPECV).



De acuerdo con la notación del modelo, el CH_4O es una molécula del tipo AX_4, con número estérico 4, a la que corresponde una distribución de ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central tetraédrica. Al no existir pares solitarios sobre el carbono y ser la longitud de los enlaces C–O (143 pm) y C–H (110 pm) distinta, le corresponde una geometría molecular de tetraedro irregular.

Al ser el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), y este más que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), la molécula presenta cinco dipolos dirigidos, tres hacia el carbono, H → C, y dos hacia oxígeno, H → O y C → O.

Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula, por lo tanto, la molécula es polar ($\mu = 1{,}70$ D).

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la neutralización del HCl por el $Mg(OH)_2$ es:

$$2\ HCl(aq) + Mg(OH)_2(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + 2\ H_2O(l)$$

La cantidad de $Mg(OH)_2$ que contiene el antiácido del profesor es:

$$10{,}0\ \text{mL antiácido} \cdot \frac{200\ \text{mg Mg(OH)}_2}{1\ \text{mL antiácido}} \cdot \frac{1\ \text{g Mg(OH)}_2}{10^3\ \text{mg Mg(OH)}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol Mg(OH)}_2}{58{,}3\ \text{g Mg(OH)}_2} = 0{,}0343\ \text{mol Mg(OH)}_2$$

Relacionando el $Mg(OH)_2$ del antiácido con el HCl del estómago se obtiene la cantidad de este neutralizada:

$$0{,}0343\ \text{mol Mg(OH)}_2 \cdot \frac{2\ \text{mol HCl}}{1\ \text{mol Mg(OH)}_2} \cdot \frac{36{,}5\ \text{g HCl}}{1\ \text{mol HCl}} = 2{,}50\ \text{g HCl}$$

La masa de HCl neutralizado es inferior a la detectada inicialmente por el profesor, por lo que después de tomar el antiácido, todavía queda ácido en el estómago de Aigor:

$$3{,}14\ \text{g HCl (inicial)} - 2{,}50\ \text{g HCl (neutralizado)} = 0{,}640\ \text{g HCl}$$

3. LONGITUD Y ENERGÍA DE ENLACE

3.1. A partir de las energías de enlace, calcule a 25 °C el calor de hidrogenación de etino a eteno. El valor calculado a partir del calor de formación es de –47,71 kcal mol^{-1}.
(Datos. Energías de enlace a 298 K:

	C=C	C≡C	C–H	H–H
E (kcal mol^{-1})	145,8	199,6	98,7	104,1

(Asturias 1990)

La ecuación química correspondiente a la reacción de hidrogenación del $CH_2{=}CH_2$ es:

$$CH{\equiv}CH(g) + H_2(g) \rightarrow CH_2{=}CH_2(g)$$

La entalpía de una reacción se puede calcular (de forma aproximada) a partir de las energías de enlaces de las sustancias que intervienen en la reacción:

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

En la reacción propuesta se rompen 2 mol de enlaces C–H, 1 mol de enlaces C≡C y 1 mol de enlaces H–H y se forman 4 mol de enlaces C–H, 1 mol de enlaces C=C.

La variación de entalpía asociada a la reacción es:

$$\Delta H° = [2\, E_{C-H} + E_{C\equiv C} + E_{H-H}] - [4\, E_{C-H} + E_{C=C}] =$$

$$= \left(1\ \text{mol C}{\equiv}\text{C} \cdot \frac{199{,}6\ \text{kcal}}{\text{mol C}{\equiv}\text{C}}\right) + \left(1\ \text{mol H–H} \cdot \frac{104{,}1\ \text{kcal}}{\text{mol H–H}}\right) + \left(2\ \text{mol C–H} \cdot \frac{98{,}7\ \text{kcal}}{\text{mol C–H}}\right) -$$

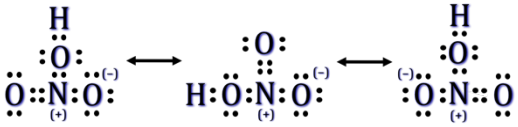
$$- \left(1\ \text{mol C}{=}\text{C} \cdot \frac{145{,}8\ \text{kcal}}{\text{mol C}{=}\text{C}}\right) = -39{,}50\ \text{kcal mol}^{-1}$$

La diferencia con el valor obtenido a partir de los calores de formación se debe a que las energías de enlace utilizadas son valores promedio.

3.2. Describa las formas resonantes para la molécula de HNO_3.

(Canarias 1998)

Las diferentes estructuras de Lewis resonantes de la molécula de ácido nítrico son:



3.3. Determine la entalpía de la reacción correspondiente a la obtención del tetracloruro de carbono según la ecuación:

$$CS_2(l) + 3\ Cl_2(g) \rightarrow CCl_4(l) + S_2Cl_2(l)$$

sabiendo que las entalpías de formación (kJ mol^{-1}) de $CS_2(l)$, $CCl_4(l)$ y $S_2Cl_2(l)$ son, respectivamente, 89,7; –135,44 y –143,5.
Si las energías de enlace (kJ mol^{-1}) son, C–Cl = 322, Cl–Cl = 243, C=S = 477 y S–Cl = 255, estime la del enlace entre los átomos de azufre en el S_2Cl_2.

(Valencia 1999) (Castilla-La Mancha 2011)

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

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

$$= [\Delta_f H°(CCl_4) + \Delta_f H°(S_2Cl_2)] - [\,\Delta_f H°(CS_2)] =$$

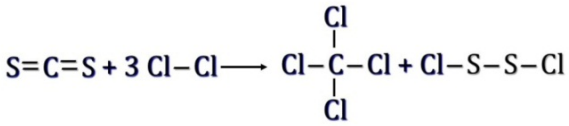
$$= \left(1\ \text{mol } CCl_4 \cdot \frac{-135{,}44\ \text{kJ}}{\text{mol } CCl_4}\right) + \left(1\ \text{mol } S_2Cl_2 \cdot \frac{-143{,}5\ \text{kJ}}{\text{mol } S_2Cl_2}\right) - \left(1\ \text{mol } CS_2\, \frac{89{,}7\ \text{kJ}}{\text{mol } CS_2}\right) = -369\ \text{kJ}$$

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $Cl_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

La entalpía de una reacción se puede calcular (de forma aproximada) a partir de las energías de enlaces de las sustancias que intervienen en la reacción:

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

Reescribiendo la ecuación química de forma que se vean todos los enlaces existentes:



En la reacción propuesta se rompen 2 mol de enlaces C=S y 3 mol de enlaces Cl–Cl, y se forman 4 mol de enlaces C–Cl, 2 mol de enlaces S–Cl y 1 mol de enlaces S–S.

La variación de entalpía asociada a la reacción es:

$$\Delta H° = [2\, E_{C=S} + 3\, E_{Cl-Cl}] - [4\, E_{C-Cl} + 2\, E_{S-Cl} + E_{S-S}] =$$

$$-369\ \text{kJ} = \left(2\ \text{mol C=S} \cdot \frac{477\ \text{kJ}}{\text{mol C=S}}\right) + \left(3\ \text{mol Cl–Cl} \cdot \frac{243\ \text{kJ}}{\text{mol Cl–Cl}}\right) -$$

$$- \left(4\ \text{mol C–Cl} \cdot \frac{322\ \text{kJ}}{\text{mol C–Cl}}\right) - \left(2\ \text{mol S–Cl} \cdot \frac{255\ \text{kJ}}{\text{mol S–Cl}}\right) - (1\ \text{mol S–S} \cdot E_{S-S})$$

Se obtiene, $E_{S-S} = 254\ \text{kJ mol}^{-1}$.

3.4. Calcule la energía del enlace O–H a partir de los siguientes datos:

$CH_2{=}CH_2 + H_2O \rightarrow CH_3CH_2OH$ $\quad\quad$ $\Delta H = -11$ kcal

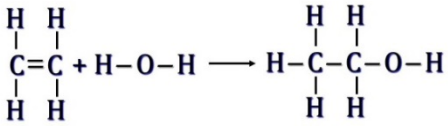
Energías de enlace (kcal mol^{-1}): C=C: 147; C–H: 99; C–C: 83; C–O: 86.

(Valencia 2002)

La entalpía de una reacción se puede calcular (de forma aproximada) a partir de las energías de enlaces de las sustancias que intervienen en la reacción:

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

Reescribiendo la ecuación química de forma que se vean todos los enlaces existentes:



En la reacción propuesta se rompen 1 mol de enlaces C=C, 4 mol de enlaces C–H, 2 mol de enlaces O–H, y se forman 5 mol de enlaces C–H, 1 mol de enlaces C–C, 1 mol de enlaces C–O y 1 mol de enlaces O–H.

Los enlaces formados en los productos y los rotos en los reactivos son:

$$\Delta H° = (E_{C=C} + 4\, E_{C-H} + 2\, E_{O-H}) - (5\, E_{C-H} + E_{C-C} + E_{C-O} + E_{O-H}) =$$

$$= (E_{C=C} + E_{O-H}) - (E_{C-H} + E_{C-C} + E_{C-O})$$

Sustituyendo:

$$-11\ \text{kcal} = \left(1\ \text{mol C=C} \cdot \frac{147\ \text{kcal}}{\text{mol C=C}}\right) + (1\ \text{mol O–H} \cdot E_{O-H}) -$$

$$- \left(1\ \text{mol C–C} \cdot \frac{83\ \text{kcal}}{\text{mol C–C}}\right) - \left(1\ \text{mol C–H} \cdot \frac{99\ \text{kcal}}{\text{mol C–H}}\right) - \left(1\ \text{mol C–O} \cdot \frac{86\ \text{kcal}}{\text{mol C–O}}\right)$$

Se obtiene, $E_{O-H} = 110\ \text{kcal mol}^{-1}$.

3.5. Para la reacción:

$$H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2\ HCl(g) \qquad \Delta H = -184{,}4\ kJ$$

Calcule la entalpía del enlace H–Cl, si las entalpías de los enlaces (kJ mol^{-1}) H–H y Cl–Cl son, respectivamente, 435 y 243.

(Córdoba 2003)

La entalpía de una reacción se puede calcular (de forma aproximada) a partir de las energías de enlaces de las sustancias que intervienen en la reacción:

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

En la reacción propuesta se rompen 1 mol de enlaces H–H y otro mol de enlaces Cl–Cl, y se forman 2 mol de enlaces H–Cl.

Los enlaces formados en los productos y los rotos en los reactivos son:

$$\Delta H° = (E_{H-H} + E_{Cl-Cl}) - (2\ E_{H-Cl})$$

$$-184{,}4\ kJ = \left(1\ mol\ H{-}H \cdot \frac{435\ kJ}{mol\ H{-}H}\right) + \left(1\ mol\ Cl{-}Cl \cdot \frac{243\ kJ}{mol\ Cl{-}Cl}\right) - (2\ mol\ H{-}Cl \cdot E_{H-Cl})$$

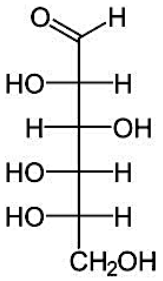
Se obtiene, $E_{H-Cl} = 431\ kJ\ mol^{-1}$.

3.6. Durante la fotosíntesis las plantas verdes aprovechan la energía de la luz para elaborar azúcares a partir de dióxido de carbono y agua, liberando oxígeno de acuerdo con la reacción:

$$6\ CO_2(g) + 6\ H_2O(l) \rightarrow C_6H_{12}O_6(s) + 6\ O_2(g)$$

En este proceso las plantas verdes se comportan como máquinas muy poco eficientes en la conversión de la energía luminosa en energía química, porque solo aprovechan el 5,00 % de la energía luminosa que reciben.

La glucosa ($C_6H_{12}O_6$, de nombre sistemático 2,3,4,5,6-pentahidroxihexanal, cuya fórmula desarrollada se indica en la figura para la forma L) elaborada en la fotosíntesis queda en la planta como energía química almacenada y cumple las tres siguientes funciones:



- **Materia prima para elaborar otras moléculas orgánicas (proteínas, hidratos de carbono, etc.) que formarán las raíces, tallos, hojas, flores y frutos.**
- **Para realizar la síntesis de las sustancias que se indican en el apartado anterior también se requiere energía, que la planta obtiene al descomponer parte de la glucosa obtenida durante la respiración celular.**
- **Parte de la glucosa permanecerá en la planta como sustancia de reserva para transformase en otras sustancias, como almidón, aceite, etc.**

Se ilumina una ramita de una planta acuática con una lámpara de 100 W. De toda la energía luminosa emitida por la lámpara, solo el 1,00 % llega a la planta, y esta solo aprovecha el 5,00 % de la energía que le llega. Calcule el aumento de peso experimentado por la planta durante un día, gracias a la fotosíntesis, suponiendo que el 50,0 % de la glucosa sintetizada se consume en la respiración para obtener energía.

Datos de energías de enlace en kcal mol^{-1}:

C=O	O–H	C–C	C–H	C–O	O=O
178,0	110,0	83,0	99,0	86,0	118,0

(Valencia 2005)

- Energía radiada por la bombilla:

$$\frac{100\ J}{s} \cdot 1\ día \cdot \frac{86.400\ s}{día} = 8{,}64{\cdot}10^6\ J$$

- Energía que llega a la planta (1,00 %):

$$8{,}64{\cdot}10^6\ J\ (\text{radiada}) \cdot \frac{1{,}00\ J\ (\text{recibida})}{100\ J\ (\text{radiada})} = 8{,}64{\cdot}10^4\ J$$

▪ Energía absorbida por la planta (5,00 %):

$$8{,}64{\cdot}10^4\ \text{J (recibida)} \cdot \frac{5{,}00\ \text{J (absorbida)}}{100\ \text{J (recibida)}} \cdot \frac{1\ \text{kJ}}{10^3\ \text{J}} = 4{,}32\ \text{kJ}$$

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:

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

En la reacción propuesta se rompen 12 mol de enlaces C=O y 12 mol de enlaces O–H, y se forman 5 mol de enlaces C–C, 7 mol de enlaces C–H, 5 mol de enlaces C–O, 5 mol de enlaces O–H, 1 mol de enlaces C=O y 6 mol de enlaces O=O.

$$\Delta H° = (12\, E_\text{C=O} + 12\, E_\text{O–H}) - (5\, E_\text{C–C} + 7\, E_\text{C–H} + 5\, E_\text{C–O} + E_\text{C=O} + 5\, E_\text{O–H} + 6\, E_\text{O=O}) =$$

$$= (11\, E_\text{C=O} + 7\, E_\text{O–H}) - (5\, E_\text{C–C} + 7\, E_\text{C–H} + 5\, E_\text{C–O} + 6\, E_\text{O=O}) =$$

$$= \left(11\ \text{mol C=O} \cdot \frac{178{,}0\ \text{kcal}}{\text{mol C=O}}\right) + \left(7\ \text{mol O–H} \cdot \frac{110{,}0\ \text{kcal}}{\text{mol O–H}}\right) - \left(5\ \text{mol C–C} \cdot \frac{83{,}0\ \text{kcal}}{\text{mol C–C}}\right) -$$

$$- \left(7\ \text{mol C–H} \cdot \frac{99{,}0\ \text{kcal}}{\text{mol C–H}}\right) - \left(5\ \text{mol C–O} \cdot \frac{86{,}0\ \text{kcal}}{\text{mol C–O}}\right) - \left(6\ \text{mol O=O} \cdot \frac{118{,}0\ \text{kcal}}{\text{mol O=O}}\right)$$

Se obtiene, $\Delta H° = 482\ \text{kcal mol}^{-1}$.

Cambiando las unidades:

$$\frac{482\ \text{kcal}}{\text{mol}} \cdot \frac{4{,}18\ \text{kJ}}{1\ \text{kcal}} = 2{,}01{\cdot}10^3\ \text{kJ mol}^{-1}$$

Relacionando la energía absorbida por la planta con la entalpía de la reacción se obtiene la cantidad de glucosa producida en la fotosíntesis:

$$4{,}32\ \text{kJ} \cdot \frac{1\ \text{mol } C_6H_{12}O_6}{2{,}01{\cdot}10^3\ \text{kJ}} \cdot \frac{180{,}0\ \text{g } C_6H_{12}O_6}{1\ \text{mol } C_6H_{12}O_6} = 0{,}387\ \text{g } C_6H_{12}O_6$$

Teniendo en cuenta que la planta consume el 50,0 % de esta cantidad en la respiración, la cantidad de glucosa acumulada por la planta es:

$$0{,}387\ \text{g } C_6H_{12}O_6\ \text{(producida)} \cdot \frac{50{,}0\ \text{g } C_6H_{12}O_6\ \text{(acumulada)}}{100\ \text{g } C_6H_{12}O_6\ \text{(producida)}} = 0{,}194\ \text{g } C_6H_{12}O_6$$

3.7. Al quemar 1,000 g de eteno gas, $CH_2{=}CH_2$, y 1,000 g de etanol líquido, C_2H_5OH, para formar $CO_2(g)$ y $H_2O(l)$ se desprenden 50,42 y 29,73 kJ, respectivamente. Calcule:

a) La entalpía de las reacciones no ajustadas:

a1) $C_2H_4(g) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(l)$

a2) $C_2H_5OH(l) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(l)$

a3) $C_2H_4(g) + H_2O(l) \rightarrow C_2H_5OH(l)$

b) Las entalpías de formación del eteno y el etanol.

c) La variación de energía interna a 320 °C de las reacciones, no ajustadas:

c1) $C_2H_4(g) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(l)$

c2) $C_2H_5OH(l) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(l)$

d) Utilizando los datos de energías de enlace de la tabla:

Enlace:	**C=C**	**C–H**	**C=O**	**O–H**	**O=O**
Energía (kJ mol^{-1})	**651,58**	**414,57**	**745,39**	**460,64**	**494,14**

calcule la entalpía de la primera reacción, y compárela con el valor obtenido en el apartado a1. Comente las diferencias y justifíquelas.

(Datos. Entalpías de formación (kJ mol^{-1}): $CO_2(g) = -393,8$; $H_2O(l) = -286,0$).

(Valencia 2006) (Valencia 2008)

a1) La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del eteno es:

$$C_2H_4(g) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

La entalpía de combustión del eteno es:

$$\Delta_c H° = \frac{-50,42\ \text{kJ}}{1,000\ \text{g}\ C_2H_4} \cdot \frac{28,00\ \text{g}\ C_2H_4}{1\ \text{mol}\ C_2H_4} = -1.412\ \text{kJ mol}^{-1}$$

a2) La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del etanol es:

$$C_2H_5OH(l) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l)$$

La entalpía de combustión del etanol es:

$$\Delta_c H° = \frac{-29,73\ \text{kJ}}{1,000\ \text{g}\ C_2H_5OH} \cdot \frac{46,00\ \text{g}\ C_2H_5OH}{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH} = -1.368\ \text{kJ mol}^{-1}$$

a3) La ecuación química ajustada correspondiente a la hidratación del eteno es:

$$C_2H_4(g) + H_2O(l) \rightarrow C_2H_5OH(l)$$

De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones termoquímicas correspondientes a los apartados a1) y a2) se pueden reescribir como:

$$C_2H_4(g) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 2\ H_2O(l) \qquad \Delta H° = 1\ \text{mol} \cdot (-1.412\ \text{kJ mol}^{-1})$$

$$2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l) \rightarrow C_2H_5OH(l) + 3\ O_2(g) \qquad \Delta H° = 1\ \text{mol} \cdot (1.368\ \text{kJ mol}^{-1})$$

Sumando ambas ecuaciones se obtiene:

$$C_2H_4(g) + H_2O(l) \rightarrow C_2H_5OH(l) \qquad \Delta H° = -44,00\ \text{kJ mol}^{-1}$$

b) La ecuación termoquímica ajustada correspondiente a la combustión del eteno es:

$$C_2H_4(g) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 2\ H_2O(l) \qquad \Delta H° = -1.412\ \text{kJ mol}^{-1}$$

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

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

$$= 2\ \Delta_f H°(H_2O) + 2\ \Delta_f H°(CO_2) - \Delta_f H°(C_2H_4)$$

$$\left(1\ \text{mol}\ C_2H_4 \cdot \frac{-1.412\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_2H_4}\right) = \left(2\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-286,0\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\right) + 2\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{-393,8\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO_2} - \Delta_f H°(C_2H_4)$$

Se obtiene, $\Delta_f H°(C_2H_4) = 52{,}10$ kJ mol^{-1}

▪ La ecuación termoquímica ajustada correspondiente a la combustión del etanol es:

$$C_2H_5OH(l) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l) \qquad \Delta H° = -1.368 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Procediendo de igual forma que con el eteno:

$$\Delta H° = 3\ \Delta_f H°(H_2O) + 2\ \Delta_f H°(CO_2) - \Delta_f H°(C_2H_5OH)$$

$$\left(1 \text{ mol } C_2H_5OH \cdot \frac{-1.368 \text{ kJ}}{\text{mol } C_2H_5OH}\right) = \left(3 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{-286{,}0 \text{ kJ}}{\text{mol } H_2O}\right) + \left(2 \text{ mol } CO_2 \cdot \frac{-393{,}8 \text{ kJ}}{\text{mol } CO_2}\right) - \Delta_f H°(C_2H_5OH)$$

Se obtiene, $\Delta_f H°(C_2H_5OH) = -277{,}6$ kJ mol^{-1}

En ambas reacciones no se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

c) La variación de energía interna asociada a una reacción se calcula mediante la expresión:

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

siendo, Δn = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq reactivos gas

c1) El valor de la energía interna para la combustión del eteno es:

$$\Delta U° = (-1.412 \text{ kJ mol}^{-1}) - [(-2) \cdot (8{,}31 \cdot 10^{-3} \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (320 + 273{,}15) \text{ K}]$$

Se obtiene, $\Delta U° = -1.402$ kJ mol^{-1}

c2) El valor de la energía interna para la combustión del etanol es:

$$\Delta U° = (-1.368 \text{ kJ mol}^{-1}) - [(-1) \cdot (8{,}31 \cdot 10^{-3} \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (320 + 273{,}15) \text{ K}]$$

Se obtiene, $\Delta U° = -1.363$ kJ mol^{-1}

d) 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 combustión del eteno se rompen 1 mol de enlaces C=C, 4 mol de enlaces C–H y 3 mol de enlaces O=O, y se forman 4 mol de enlaces O–H y 4 mol de enlaces C=O.

$$\Delta H° = (E_{C=C} + 4\ E_{C-H} + 3\ E_{O=O}) - (4\ E_{O-H} + 4\ E_{C=O}) =$$

$$= \left(1 \text{ mol C=C} \cdot \frac{651{,}58 \text{ kJ}}{\text{mol C=C}}\right) + \left(4 \text{ mol C–H} \cdot \frac{414{,}57 \text{ kJ}}{\text{mol C–H}}\right) + \left(3 \text{ mol O=O} \cdot \frac{494{,}14 \text{ kJ}}{\text{mol O=O}}\right) -$$

$$- \left(4 \text{ mol O–H} \cdot \frac{460{,}64 \text{ kJ}}{\text{mol O–H}}\right) - \left(4 \text{ mol C=O} \cdot \frac{745{,}39 \text{ kJ}}{\text{mol C=O}}\right) = -1.031{,}8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

El valor obtenido a partir de las energías de enlace es inferior al que se obtiene a partir de las entalpías de formación, –1.412 kJ mol^{-1}. Esto es debido a que los valores de las energías de enlace utilizados son valores promedio y no los valores experimentales que se obtienen cuando se mide la entalpía de combustión con una bomba calorimétrica. Además, habría que tener en cuenta el calor molar latente de vaporización de los dos moles de agua formados (–88,0 kJ).

El problema propuesto en 2008 es el mismo solo que con las entalpías expresadas en kcal mol^{-1} y la energía interna calculada a 298 K. Las correspondientes soluciones en kcal mol^{-1} son:

a1) $\Delta_c H°(C_2H_4) = -337{,}12$ a2) $\Delta_c H°(C_2H_5OH) = -326{,}6$ a3) $\Delta H° = -10{,}52$ b1) $\Delta_f H°(C_2H_4) = 12{,}42$
b2) $\Delta_f H°(C_2H_5OH) = -66{,}4$ c1) $\Delta_c U°(C_2H_4) = -335{,}94$ c2) $\Delta_c U°(C_2H_5OH) = -326$ d) $\Delta H° = -255$.

3.8. Justifique en cuál de las siguientes moléculas: H_2O_2, O_2, O_3, cabe esperar un enlace O–O más corto.

(Valencia 2006)

Las estructuras de Lewis de las moléculas de peróxido de hidrógeno, dioxígeno y ozono son:



El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace y está relacionado con la longitud de dicho enlace que es tanto más corto cuantos más pares de electrones formen dicho enlace ya que mayor atracción existirá entre los átomos.

- El orden de enlace entre los átomos de oxígeno en la molécula de H_2O_2 es 1, ya que el enlace está formado por un único par de electrones.
- El orden de enlace entre los átomos de oxígeno en la molécula de O_2es 2, ya que el enlace está formado por dos pares de electrones.
- El orden de enlace entre los átomos de oxígeno en la molécula de O_3es 1½, ya que esta molécula presenta resonancia. Esto consiste en que, experimentalmente, la longitud del enlace O–O está comprendida entre la longitud del enlace sencillo y la del doble, no es tan corto como este ni tan largo como el sencillo.

Por tanto, el enlace O–O más corto corresponde a la molécula de O_2. Consultando la bibliografía se confirma que las longitudes de los enlaces O–O (pm) son:

O_2 (121) < O_3 (128) < H_2O_2 (149)

3.9. En la reacción entre el flúor atómico y el hidrógeno molecular se libera energía:

$$H_2(g) + F(g) \rightarrow HF(g) + H(g) \qquad \Delta H < 0$$

Indique de forma razonada qué enlace es más fuerte, el H–H o el H–F.

(Canarias 2008)

La reacción implica la rotura de un enlace H–H y la formación de un enlace H–F. Si se tiene en cuenta que el proceso es exotérmico, esto indica que la energía desprendida en la formación del enlace H–F es mayor que la que hay que aportar para romper el enlace H–H.

Por tanto, se puede afirmar que el enlace H–F es más fuerte que el enlace H–H.

3.10. La hidracina líquida, N_2H_4, se utiliza como propulsor de cohetes.
a) Escriba la ecuación química para la formación de la hidracina a partir de sus elementos utilizando las siguientes ecuaciones químicas de combustión:

$$\tfrac{1}{2}\,N_2(g) + O_2(g) \rightarrow NO_2(g) \qquad \Delta_1 H°$$
$$H_2(g) + \tfrac{1}{2}\,O_2(g) \rightarrow H_2O(g) \qquad \Delta_2 H°$$
$$N_2H_4(l) + 3\,O_2(g) \rightarrow 2\,NO_2(g) + 2\,H_2O(g) \qquad \Delta_3 H°$$

Obtenga una ecuación en la cual la entalpía de formación de hidracina $\Delta_f H°$ se exprese en términos de $\Delta_1 H°$, $\Delta_2 H°$ y $\Delta_f H°$.
b) En un cohete, la hidracina líquida reacciona con peróxido de hidrógeno líquido para producir nitrógeno y vapor de agua. Escriba la ecuación química ajustada para esta reacción.
c) Calcule la entalpía de reacción $\Delta_r H°$ para la reacción escrita en el apartado b).
d) Calcule $\Delta_r H°$ para la reacción del apartado b) a partir de las energías de disociación de enlace.
Energía de disociación de enlace (kJ mol^{-1}):

N–N	N=N	N≡N	N–H	O–O	O=O	O–H
167	418	942	386	142	494	459

e) ¿Cuál de los valores calculados de $\Delta_r H°$ en los apartados c) y d) será más preciso? Justifique la respuesta.
f) Calcule la temperatura máxima de los gases de la combustión si toda la energía generada en la reacción se invierte en elevar la temperatura de estos gases.
(Datos. $\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1}) $N_2H_4(l) = 50{,}60$; $H_2O_2(l) = -187{,}8$; $H_2O(g) = -241{,}8$. Capacidades caloríficas molares, C_p (J mol^{-1} $°C^{-1}$): $N_2(g) = 29{,}10$; $H_2O(g) = 33{,}60$).

(La Rioja 2009)

---

a) La ecuación termoquímica correspondiente a la formación de la hidracina es:

$$N_2(g) + 2\,H_2(g) \rightarrow N_2H_4(l) \qquad (\Delta_f H°)$$

De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones termoquímicas propuestas se pueden reescribir de forma que proporcionen la ecuación deseada:

$$N_2(g) + 2\,O_2(g) \rightarrow 2\,NO_2(g) \qquad 2\cdot(\Delta_1 H°)$$
$$2\,H_2(g) + 2\,O_2(g) \rightarrow 2\,H_2O(g) \qquad 2\cdot(\Delta_2 H°)$$
$$2\,NO_2(g) + 2\,H_2O(g) \rightarrow N_2H_4(l) + 3\,O_2(g) \qquad (-\Delta_3 H°)$$

Sumando las ecuaciones anteriores se obtiene:

$$N_2(g) + 2\,H_2(g) \rightarrow N_2H_4(l) \qquad \Delta_f H° = 2\,\Delta_1 H° + 2\,\Delta_2 H° - \Delta_3 H°$$

b) La ecuación química correspondiente a la reacción entre N_2H_4 y H_2O_2 es:

$$N_2H_4(l) + 2\,H_2O_2(l) \rightarrow N_2(g) + 4\,H_2O(g)$$

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

$$\Delta H° = \Sigma\,\nu_p\,\Delta_f H°(\text{productos}) - \Sigma\,\nu_r\,\Delta_f H°(\text{reactivos}) =$$
$$= [4\,\Delta_f H°(H_2O)] - [2\,\Delta_f H°(H_2O_2) + \Delta_f H°(N_2H_4)] =$$
$$= \left(4\text{ mol }H_2O \cdot \frac{-241{,}8\text{ kJ}}{\text{mol }H_2O}\right) - \left(2\text{ mol }H_2O_2 \cdot \frac{-187{,}8\text{ kJ}}{\text{mol }H_2O_2}\right) - \left(1\text{ mol }N_2H_4 \cdot \frac{50{,}60\text{ kJ}}{\text{mol }N_2H_4}\right) = -642{,}2\text{ kJ mol}^{-1}$$

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H°$ del $N_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

d) 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 4 mol de enlaces N–H, 1 mol de enlaces N–N, 4 mol de enlaces O–H y 2 mol de enlaces O–O, y se forman 8 mol de enlaces O–H y 1 mol de enlaces N≡N.

La variación de entalpía asociada a la reacción es:

$$\Delta H° = [4\,E_{\mathrm{N-H}} + E_{\mathrm{N-N}} + 4\,E_{\mathrm{O-H}} + 2\,E_{\mathrm{O-O}}] - [8\,E_{\mathrm{O-H}} + E_{\mathrm{N\equiv N}}] =$$

$$= \left(4\ \mathrm{mol\ N\text{–}H} \cdot \frac{386\ \mathrm{kJ}}{\mathrm{mol\ N\text{–}H}}\right) + \left(1\ \mathrm{mol\ N\text{–}N} \cdot \frac{167\ \mathrm{kJ}}{\mathrm{mol\ N\text{–}N}}\right) + \left(2\ \mathrm{mol\ O\text{–}O} \cdot \frac{142\ \mathrm{kJ}}{\mathrm{mol\ O\text{–}O}}\right) -$$

$$- \left(4\ \mathrm{mol\ O\text{–}H} \cdot \frac{459\ \mathrm{kJ}}{\mathrm{mol\ O\text{–}H}}\right) - \left(1\ \mathrm{mol\ N\equiv N} \cdot \frac{942\ \mathrm{kJ}}{\mathrm{mol\ N\equiv N}}\right) = -783\ \mathrm{kJ\ mol^{-1}}$$

e) El valor de la entalpía calculado en el apartado c) es más preciso que el obtenido en el d), ya que este último se obtiene a partir de las energías de enlace que son valores promedio calculados en diferentes sustancias.

f) Si toda la energía desprendida en la reacción entre N_2H_4 y H_2O_2 se emplea en elevar la temperatura de los gases. Considerando C_p constante con la temperatura:

$$\Delta H° = \Sigma\,(nC_p\Delta T)$$

$$\left(-642{,}2\ \mathrm{kJ} \cdot \frac{10^3\ \mathrm{J}}{1\ \mathrm{kJ}}\right) = \left[\left(4\ \mathrm{mol\ H_2O} \cdot \frac{33{,}60\ \mathrm{J}}{\mathrm{K\ mol\ H_2O}}\right) + \left(1\ \mathrm{mol\ N_2} \cdot \frac{29{,}10\ \mathrm{J}}{\mathrm{K\ mol\ N_2}}\right)\right] \Delta T$$

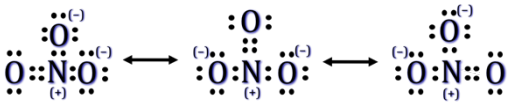
Se obtiene, $\Delta T = 3.928$ K, por tanto, la temperatura final que alcanzan los gases del cilindro es:

$$T_f = T_0 + \Delta T = (25 + 273{,}15)\ \mathrm{K} + 3.928\ \mathrm{K} = 4.226\ \mathrm{K}$$

3.11. En el anión nitrato, NO_3^-, todas las distancias de enlace N–O son idénticas y su valor es 121,8 pm.
a) Escriba las estructuras de Lewis del anión nitrato, indicando las posibles formas resonantes y las cargas formales sobre cada átomo.
b) Utilizando las estructuras de Lewis, argumente por qué las distancias N–O son todas iguales.
c) Describa la geometría del anión nitrato e indique el sentido de las desviaciones de los ángulos respecto de los valores ideales.

(Valencia 2009)

a) Como se trata de una especie que presenta resonancia tiene varias estructuras de Lewis que constituyen un "híbrido de resonancia":



La carga formal de un átomo es una especie se calcula mediante la siguiente expresión:

c = carga del core – # electrones solitarios – ½ # electrones compartidos

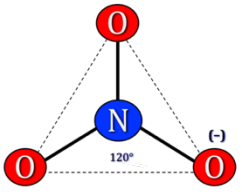
La carga del core de un átomo # electrones solitarios

carga del core = Z – # electrones internos = # electrones de valencia

La carga de los átomos de la especie es:

$c\ (O_{O-O}) = 6 - 6 - ½\ (2) = -1$ $\quad c\ (O_{O=O}) = 6 - 4 - ½\ (2) = 0$ $\quad c\ (N) = 5 - 0 - ½\ (8) = +1$

b) Las diferentes estructuras resonantes indican que el doble enlace puede estar entre cualquiera de los átomos de O y el de N. El orden de enlace en una estructura indica el número de pares de electrones que constituyen un enlace. En este caso al existir resonancia, el orden de enlace N–O es 1⅓ ya que uno de los pares de electrones compartidos se encuentra repartido entre los tres enlaces. Esto quiere decir que, en realidad, los tres enlaces N–O tienen la misma longitud.

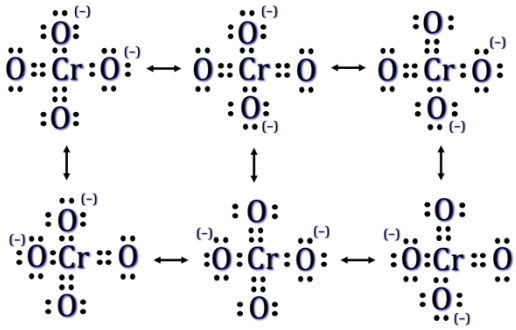


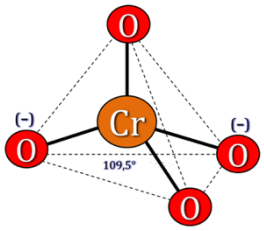
c) De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular con un ángulo de enlace de 120° que no experimenta ninguna desviación respecto de los valores teóricos.

3.12. El cromo es un elemento que presenta gran variedad de colores en sus compuestos, de ahí su nombre. Por ejemplo, el ion cromato es de color amarillo y su fórmula es CrO_4^{2-}. Represente la fórmula de Lewis de este ion. Indique su geometría y represente las estructuras resonantes.

(Valencia 2010)

El ion cromato es una especie que presenta resonancia y las estructuras de Lewis de las formas resonantes, considerando capa de valencia expandida, son:



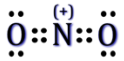


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el CrO_4^{2-} es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica con ángulos de enlace de 109,5° y todos los enlaces de la misma longitud.

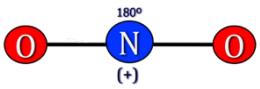
3.13. Dadas las siguientes especies químicas: NO_2^+, NO_3^-, NO_2^- y NO^+.
a) Escriba su estructura de Lewis.
b) Describa su geometría.
c) Ordénelas de mayor a menor longitud de enlace.

(Preselección Valencia 2011)

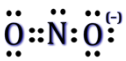
▪ La estructura de Lewis del ion dioxidonitrógeno(1+) es:



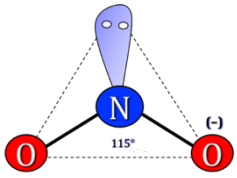
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NO_2^+ es una especie del tipo AX_2, con número estérico 2, a la que corresponde una distribución y geometría lineal de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central.



▪ La estructura de Lewis del ion nitrito es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2^- es una especie del tipo AX_2E, con número estérico 3, a las que corresponden una distribución triangular de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central y como solo hay dos ligandos unidos al átomo de nitrógeno presenta una geometría molecular angular en la que el ángulo de enlace menores de 109,5° debidos a la repulsión que ejerce el par de electrones solitarios.



▪ La estructura de Lewis del ion monoxidonitrógeno(1+) es:

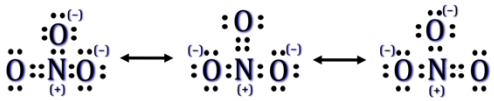


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NO^+ es una especie del tipo AXE, con número estérico 2, a la que corresponde una distribución y geometría lineal de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central.

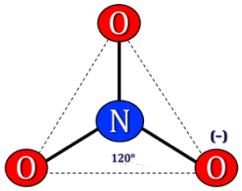
Para clasificar los diferentes enlaces N–O por su longitud, es preciso definir el concepto de orden de enlace como el número de pares de electrones que constituyen ese enlace. En caso de especies que presen-

ten resonancia el par de electrones se reparte entre los átomos de oxígeno enlazados al átomo de nitrógeno. El enlace será más corto cuántos más pares de electrones formen ese enlace y más largo en el caso contrario.

▪ La estructura de Lewis del ion nitrato es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie, que presenta resonancia, cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3 por lo que su disposición y geometría molecular es triangular plana con ángulos de enlace de 120°.



En la siguiente tabla se muestran los órdenes de enlace de las especies propuestas:

Especie	NO_2^+	NO_3^-	NO_2^-	NO^+
Orden de enlace	2	1⅓	1½	3

Las especies ordenadas por orden decreciente de la longitud del enlace N−O son:

$$NO_2^- > NO_3^- > NO_2^+ > NO^+$$

3.14. Las entalpías de combustión (kJ mol^{-1}) del acetileno, C_2H_2, hidrógeno y etano, C_2H_6, en condiciones estándar son, respectivamente, –1.297; –285,8 y –1.550,2.
a) Escriba completas y ajustadas las tres reacciones de combustión.
b) Calcule la entalpía de la reacción de hidrogenación del acetileno a etano:
b1) Aplicando la ley de Hess.
b2) Considerando los valores de las entalpías de enlace siguientes (kJ mol^{-1}): H–H = 436; C–H = 414; C–C = 347; C≡C = 812.

(Castilla y León 2015)

a) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones de combustión son:

$$C_2H_2(g) + \frac{5}{2}O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + H_2O(l) \qquad \Delta H° = -1.297\ kJ\ mol^{-1}$$

$$H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(l) \qquad \Delta H° = -285,8\ kJ\ mol^{-1}$$

$$C_2H_6(g) + \frac{7}{2}O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l) \qquad \Delta H° = -1.550,2\ kJ\ mol^{-1}$$

b1) La ecuación química correspondiente a la reacción hidrogenación del acetileno a etano es:

$$C_2H_2(g) + 2\ H_2(g) \rightarrow C_2H_6(g)$$

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

$$C_2H_2(g) + \frac{5}{2}O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + H_2O(l) \qquad \Delta H° = 1\ mol \cdot (-1.297\ kJ\ mol^{-1})$$

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(l) \qquad \Delta H° = 2\ mol \cdot (-285,8\ kJ\ mol^{-1})$$

$$2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l) \rightarrow C_2H_6(g) + \frac{7}{2}O_2(g) \qquad \Delta H° = 1\ mol \cdot (1.550,2\ kJ\ mol^{-1})$$

Sumando las ecuaciones anteriores se obtiene:

$$C_2H_2(g) + 2\ H_2(g) \rightarrow C_2H_6(g) \qquad \Delta H° = -318,4\ kJ\ mol^{-1}$$

b2) La entalpía de una reacción se puede calcular (de forma aproximada) a partir de las energías de enlace de las sustancias que intervienen en la reacción:

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

En la reacción propuesta se rompen 1 mol de enlaces C≡C, 2 mol de enlaces C–H y 2 mol de enlaces H–H, y se forman 6 mol de enlaces C–H y 1 mol de enlaces C–C.

La variación de entalpía asociada a la reacción es:

$$\Delta H° = [E_{C\equiv C} + 2\,E_{C-H} + 2\,E_{H-H}] - [6\,E_{C-H} + E_{C-C}] = E_{C\equiv C} + 2\,E_{H-H} - E_{C-C} - 4\,E_{C-H} =$$

$$= \left(1\ \text{mol C}\equiv\text{C} \cdot \frac{812\ \text{kJ}}{\text{mol C}\equiv\text{C}}\right) + \left(2\ \text{mol H–H} \cdot \frac{436\ \text{kJ}}{\text{mol H–H}}\right) -$$

$$- \left(1\ \text{mol C–C} \cdot \frac{347\ \text{kJ}}{\text{mol C–C}}\right) - \left(4\ \text{mol C–H} \cdot \frac{414\ \text{kJ}}{\text{mol C–H}}\right) = -319\ \text{kJ mol}^{-1}$$

3.15. Mendeleev trabajó en muchos campos de la ciencia. En 1887 preparó un vuelo en un globo aerostático de hidrógeno, para levantarse a una altura suficiente que pudiese ofrecer una visión sin obstrucciones de un eclipse solar y poder estudiar la corona solar. Sin embargo, el día del evento llovió, echando a perder todos los planes de observación. El primer globo de hidrógeno (gas muy inflamable) que se obtenía al mezclar ácido sulfúrico con limaduras de hierro, fue lanzado el 27 de agosto de 1783 en París por Jacques Alexandre César Charles.

a) Calcule los kilogramos de hierro del 80,0 % de riqueza que debían reaccionar con el ácido sulfúrico (en aquella época se producía por el método de las cámaras de plomo y su concentración llegaba a ser del 60 % en masa y densidad 1,52 g cm^{-3}) necesarios para elevar el globo de Mendeleev, suponiendo que tenía un volumen de 400 m^3 medidos en condiciones normales y que se aprovechaba el 70,0 % del hidrógeno producido (se produce además sulfato de hierro (II)).

Pero los primeros globos fueron de aire caliente, creados por los Montgolfier el 4 de junio de 1783. Diseñaron un globo de lino forrado de papel, que llenaron de aire caliente, mediante la quema de paja y lana húmeda en unos braseros. El norteamericano Paul Edward Yost introdujo una serie de mejoras en los globos aerostáticos a finales de la década de 1950, sustituyendo el antiguo brasero por una bombona de gas propano, que permite recalentar el aire hasta 100 °C.

b) Calcule la entalpía estándar de formación del propano a partir de los siguientes datos: $\Delta_{sublimación}H°$ C(s) = 717,0 kJ mol^{-1}; $\Delta H°$ (kJ mol^{-1}): C–C = –347,0; C–H = –415,0 y H–H = –436,4.

c) Dibuje un diagrama entálpico de la reacción de formación del propano. (Si no pudo hallar $\Delta_f H°$ C_3H_8(g) en el apartado anterior, suponga que vale –50 kJ mol^{-1}).

d) El primer globo de los hermanos Montgolfier tenía 11,0 m de diámetro. Calcule la cantidad de propano que se debería haber quemado para calentar el aire contenido en dicho globo, inicialmente a 20 °C, sabiendo que la capacidad calorífica del aire es 29,31 J mol^{-1} K^{-1} (constante con la temperatura). (Datos. Densidad aire = 1,23 kg m^{-3}; $\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1}) CO_2(g) = –393,5; H_2O(l) = –285,8. $V_{esf} = 4/3\ \pi r^3$).

(Asturias 2019)

a) La ecuación química correspondiente a la obtención de H_2(g) a partir de Fe(s) y H_2SO_4(aq) es:

$$Fe(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow H_2(g) + FeSO_4(aq)$$

Considerando comportamiento ideal, la cantidad de H_2 contenida en el globo es:

$$n = \frac{1{,}0\ \text{atm} \cdot 400\ \text{m}^3}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}} \cdot \frac{10^3\ \text{L}}{1\ \text{m}^3} = 1{,}79{\cdot}10^3\ \text{mol H}_2$$

Relacionando H_2 con Fe:

$$1{,}79{\cdot}10^3\ \text{mol H}_2 \cdot \frac{100\ \text{mol H}_2\ \text{(teórico)}}{70{,}0\ \text{mol H}_2\ \text{(reaccionado)}} \cdot \frac{1\ \text{mol Fe}}{1\ \text{mol H}_2} \cdot \frac{55{,}8\ \text{g Fe}}{1\ \text{mol Fe}} = 1{,}42{\cdot}10^6\ \text{g Fe}$$

Teniendo en cuenta que el Fe tiene una riqueza del 80,0 %:

$$1{,}42{\cdot}10^6\ \text{g Fe} \cdot \frac{100\ \text{g Fe 80,0 \%}}{80{,}0\ \text{g Fe}} \cdot \frac{1\ \text{kg Fe 80,0 \%}}{10^3\ \text{g Fe 80,0 \%}} = 1{,}78{\cdot}10^3\ \text{kg Fe 80,0 \%}$$

b) La ecuación química correspondiente a la reacción de formación del $C_3H_8(g)$ es:

$$3\ C(s) + 4\ H_2(g) \rightarrow C_3H_8(g)$$

La entalpía de una reacción se puede calcular (de forma aproximada) a partir de las energías de enlace de las sustancias que intervienen en la reacción:

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

El Golden Book de la IUPAC recomienda definir la energía de enlace como:

> "El valor promedio de las energías de disociación de enlace en fase gaseosa (generalmente a una temperatura de 298 K) para todos los enlaces del mismo tipo dentro de la misma especie química".

En la reacción propuesta se rompen 3 mol de enlaces C–C(grafito), 4 mol de enlaces H–H, y se forman 8 mol de enlaces C–H y 2 mol de enlaces C–C.

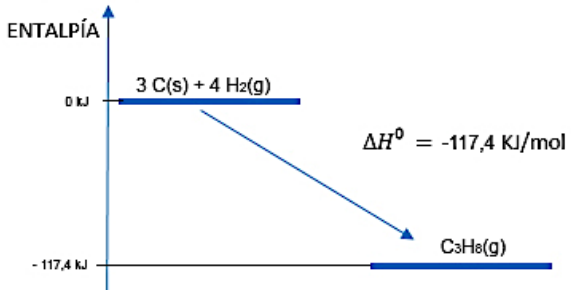
La variación de entalpía asociada a la reacción es:

$$\Delta H° = [3\ E_{C-C(grafito)} + 4\ E_{H-H}] - [8\ E_{C-H} + 2\ E_{C-C}] =$$

$$= \left(1\ \text{mol C–C(grafito)} \cdot \frac{717{,}0\ \text{kJ}}{\text{mol C–C(grafito)}}\right) + \left(4\ \text{mol H–H} \cdot \frac{436{,}4\ \text{kJ}}{\text{mol H–H}}\right) -$$

$$- \left(2\ \text{mol C–C} \cdot \frac{347{,}0\ \text{kJ}}{\text{mol C–C}}\right) - \left(8\ \text{mol C–H} \cdot \frac{415{,}0\ \text{kJ}}{\text{mol C–H}}\right) = -117{,}4\ \text{kJ mol}^{-1}$$

c) El diagrama entálpico correspondiente a la reacción de formación del $C_3H_8(g)$ es:



c) Considerando que el proceso de calentamiento del aire del globo se realiza a presión constante y que tiene lugar en un sistema aislado, $Q_{sistema} = 0$, se puede plantear el siguiente balance de energía:

$$Q_{sistema} = Q_{aire} + Q_c = 0 \quad \rightarrow \quad \begin{cases} Q_{aire} = \text{calor absorbido en el calentamiento del aire} \\ Q_c = \text{calor desprendido en la combustión del propano} \end{cases}$$

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de combustión del propano es:

$$C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l)$$

La entalpía de esta reacción puede calcularse a partir de las entalpías de formación de productos y reactivos.

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

$$= [4\ \Delta_f H°(H_2O) + 3\ \Delta_f H°(CO_2)] - \Delta_f H°(C_3H_8) =$$

$$= \left(4\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{-285{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol}\ H_2O}\right) + \left(3\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{-393{,}5\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CO_2}\right) - \left(1\ \text{mol}\ C_3H_8 \cdot \frac{-117{,}4\ \text{kJ}}{\text{mol}\ C_3H_8}\right) = -2.206\ \text{kJ mol}^{-1}$$

El volumen de aire que contiene el globo es:

$$V_{aire} = \frac{4}{3}\pi \cdot \left(\frac{11}{2}\text{m}\right)^3 \cdot \frac{10^3\ \text{L}}{1\ \text{m}^3} = 6{,}97{\cdot}10^5\ \text{L aire}$$

Considerando comportamiento ideal, la cantidad de aire contenida en el globo es:

$$n = \frac{1{,}0\ \text{atm} \cdot 6{,}97{\cdot}10^5\ \text{L aire}}{(0{,}08206\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15)\ \text{K}} = 2{,}90{\cdot}10^4\ \text{mol aire}$$

Los calores intercambiados son:

$$Q_{\text{aire}} = n\ \text{C}_\text{e}\ \Delta T = (2{,}90{\cdot}10^4\ \text{mol}) \cdot (29{,}31\ \text{J mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (100 - 20{,}0)\ \text{K} \cdot \frac{1\ \text{kJ}}{10^3\ \text{J}} = 6{,}80{\cdot}10^4\ \text{kJ}$$

$$Q_\text{c} = -\,n\ \text{mol}\ \text{C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{-2.206\ \text{kJ}}{\text{mol}\ \text{C}_3\text{H}_8} = -2.206\ n\ \text{kJ}$$

Los moles de C_3H_8 requeridos para el calentamiento del aire son:

$$\left(6{,}80{\cdot}10^4\ \text{kJ}\right) + (-2.206\ n\ \text{kJ}) = 0 \quad \rightarrow \quad n = 30{,}8\ \text{mol}\ \text{C}_3\text{H}_8$$

La masa correspondiente de C_3H_8 es:

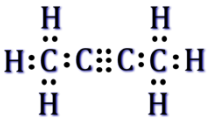
$$30{,}8\ \text{mol}\ \text{C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{44{,}0\ \text{g}\ \text{C}_3\text{H}_8}{1\ \text{mol}\ \text{C}_3\text{H}_8} = 1{,}36{\cdot}10^3\ \text{g}\ \text{C}_3\text{H}_8$$

4. HIBRIDACIÓN

4.1. Indique cuántos enlaces σ y π tiene la molécula de 2-butino. ¿De qué tipo son los enlaces σ?

(Extremadura 1998)

La estructura de Lewis de la molécula de 2-butino es:

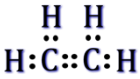


Los enlaces sencillos, 6 C–H y 1 C–C, son enlaces covalentes σ, y el enlace triple C≡C, está formado por 1 enlace σ y 2 enlaces π. La molécula tiene, en total, 8 enlaces σ y 2 enlaces π.

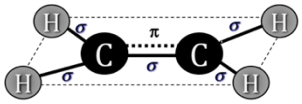
4.2. Explique la molécula de eteno indicando la hibridación de los átomos de carbono, la geometría que presenta y los enlaces σ y π realizando un diagrama de los mismos.

(Canarias 2004)

La estructura de Lewis de la molécula de etileno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo de carbono (central) se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular.

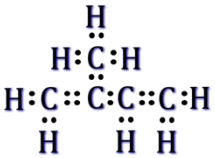


Ambos átomos de carbono presentan hibridación sp^2 y forman tres enlaces con ángulos de 120° por lo que la molécula resultante tiene geometría plana, en la que existen 4 enlaces sencillos, C–H, que son enlaces σ, y un enlace doble C=C, que está formado por un enlace σ y un enlace π.

4.3. El isopreno (2-metil-1,3-butadieno) es un monómero que se emplea en la fabricación de cauchos. Indique qué tipo de hibridación presenta cada átomo de carbono y mediante un esquema representa los enlaces σ y π que existen.

(Canarias 2005)

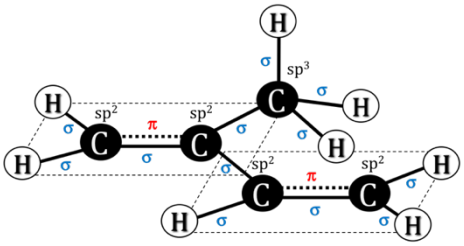
La estructura de Lewis de la molécula de isopreno es:



▪ El átomo de carbono con tiene todos los enlaces sencillos (grupo metilo) presenta hibridación sp^3 y forma cuatro enlaces con ángulos de 109,5°.

▪ Los átomos de carbono que tienen doble enlace presentan hibridación sp^2 y forman tres enlaces con ángulos de 120°.

Los enlaces sencillos, 8 C–H y 1 C–C, son enlaces σ, y los dos dobles enlaces C=C, están formados por 1 enlace σ y 1 enlace π.



4.4. Dados los compuestos:
1) OF_2 2) NaF 3) BF_3
a) Indique de forma razonada el tipo de enlace que presenta cada uno.
b) Indique la hibridación del átomo central en los compuestos que sean covalentes y haga una estimación del valor del ángulo de enlace.

(Canarias 2006)

a) Las diferencias de electronegatividad entre los elementos que forman los compuestos dados son:

Compuesto	OF_2	NaF	BF_3
$\Delta\chi$	(3,98 – 3,44) = 0,54	(3,98 – 0,93) = 3,05	(3,98 – 2,04) = 1,94

▪ Aunque el enlace O–F es polar, la diferencia de electronegatividad es menor que 1, por lo que el enlace entre ambos elementos es predominantemente covalente.

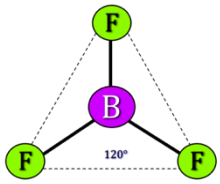
▪ El enlace Na–F es muy polar y como la diferencia de electronegatividad es mayor que 2, el enlace entre ambos elementos es predominantemente iónico.

▪ Aunque el enlace B–F es bastante polar, la diferencia de electronegatividad está comprendida entre 1 y 2, por lo que el enlace entre ambos elementos es parcialmente covalente.

b) Los compuestos con enlace predominantemente covalente son OF_2 y BF_3.

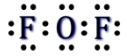
▪ La estructura de Lewis de la molécula trifluoruro de boro es:

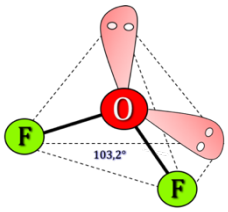




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el BF_3 es una molécula del tipo AX_3, con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo de boro. Un átomo con esa distribución presenta hibridación sp^2 y tiene ángulos de enlace de 120°.

▪ La estructura de Lewis de la molécula difluoruro de oxígeno es:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el OF_2 es una molécula del tipo AX_2E_2, con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo de oxígeno. Un átomo con esa distribución presenta hibridación sp^3 y tiene ángulos teóricos de enlace de 109,5°; aunque la repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios hace que este ángulo sea algo menor, 103,2° según la bibliografía.

4.5. Sabiendo que el eteno tiene una estructura plana y el que el etino es lineal:
a) Indique la hibridación de cada uno de los átomos de carbono de dichos compuestos.
b) Haga un esquema de cada uno de los compuestos indicando los ángulos de enlace, así como los tipos de enlace σ y π presentes.

(Canarias 2006)

a) Las estructuras de Lewis de las moléculas de etileno y acetileno son:

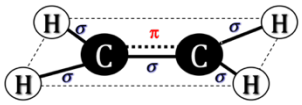


▪ En el C_2H_4 los átomos de carbono presentan hibridación sp^2 y forman tres enlaces con ángulos de 120°.

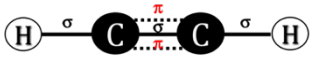
▪ En el C_2H_2 los átomos de carbono presentan hibridación sp y forman dos enlaces con ángulos de 180°.

b) En ambos compuestos, los enlaces sencillos C–H, son enlaces σ.

▪ En el C_2H_4 el doble enlace C=C está formado por 1 enlace σ y 1 enlace π.



▪ En el C_2H_2 el triple enlace C≡C está formado por 1 enlace σ y 2 enlaces π.

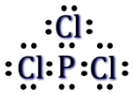


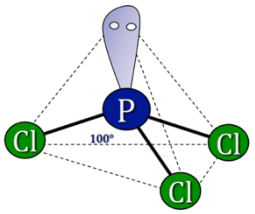
4.6. Indique la hibridación del átomo central en cada uno de los siguientes compuestos: PCl_3, $BeCl_2$, SiF_4 y H_2S así como, la geometría de cada molécula:

(Canarias 2007)

Para poder determinar la hibridación del átomo central de una molécula, es preciso dibujar su estructura de Lewis y a partir de la misma ver el número de pares de electrones que rodean al átomo central. Aplicando el modelo RPECV se determina su geometría molecular.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de fósforo es:

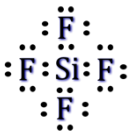


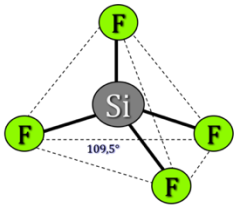


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el PCl_3 es una molécula del tipo AX_3E con número estérico (m+n) = 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo de fósforo lo que supone la formación de 4 orbitales híbridos sp^3.

Como existe un par de electrones solitario sobre el fósforo, la geometría molecular es piramidal con unos ángulos de enlace menores que los de un tetraedro (109,5°) debido a la repulsión provocada por el par de electrones solitarios. Según la bibliografía, los ángulos de enlace son de 100°.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de silicio es:

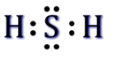


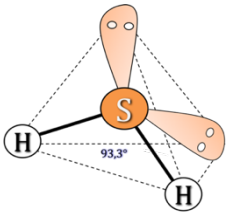


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el SiF_4 es una molécula del tipo AX_4 con número estérico (m+n) = 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo de silicio lo que supone la formación de 4 orbitales híbridos sp^3.

Como no existen pares de electrones solitarios sobre el silicio, coinciden la distribución y la geometría molecular, que es tetraédrica, con ángulos de enlace de 109,5°.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de dihidrógeno es:

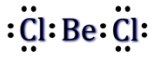




De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el H_2S es una molécula del tipo AX_2E_2, con número estérico (m+n) = 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo de azufre lo que supone la formación de 4 orbitales híbridos sp^3.

Como existen dos pares de electrones solitarios sobre el azufre, la geometría molecular es angular con ángulos de enlace menores que los de un tetraedro (109,5°) debido a la repulsión provocada por los dos pares solitarios.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de berilio es:

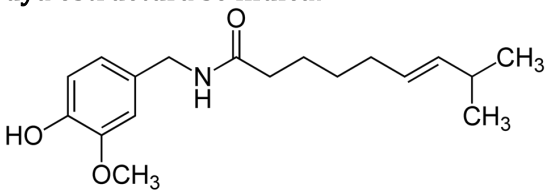


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el $BeCl_2$ es una molécula del tipo AX_2 con número estérico (m+n) = 2, a la que corresponde una distribución lineal de los ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo de berilio lo que supone la formación de 2 orbitales híbridos *sp*.



Al no existir pares de electrones solitarios sobre el berilio, coinciden la distribución de pares electrones sobre el átomo central y la geometría molecular es lineal con unos ángulos de enlace de 180°.

4.7. Los pimientos rojos disponen de compuestos químicos que además de transmitir su sabor picante también son capaces de matar bacterias. Uno de los componentes químicos aislados del pimiento rojo es la capsaicina cuya estructura se indica:



En la estructura de la capsaicina, indique:
a) ¿Cuántos carbonos con hibridación *sp*^{3} hay?
b) ¿Cuántos enlaces pi (π)?
c) La configuración del doble enlace de la cadena carbonada ¿es cis o trans?

(Canarias 2009)

a) Los átomos de carbono que solo tienen enlaces simples presentan hibridación sp^3. En este caso hay nueve átomos de carbono con hibridación sp^3.

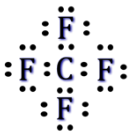
b) Los enlaces π se dan entre átomos que se unen mediante un doble o triple enlace. En este caso hay cinco dobles enlaces, tres en el anillo bencénico, uno en el grupo carbonilo y otro entre átomos de carbono C3 y C4 de la cadena carbonada. Hay en total cinco enlaces π.

c) Como los átomos de hidrógeno que se encuentran unidos a los átomos de carbono que forman el doble enlace se encuentran en posiciones alejadas, la configuración es trans.

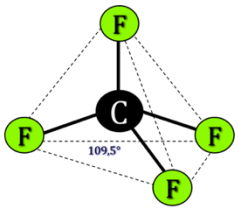
4.8. De acuerdo con el modelo de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (RPECV) deduzca la forma geométrica de las siguientes especies químicas: CF_4, $GeBr_2$ y NH_2^-.

(Canarias 2009)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de carbono es:



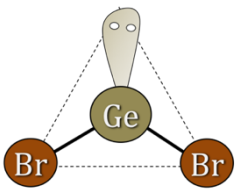
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría molecular es tetraédrica con ángulos de enlace de 109,5°.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de dibromuro de germanio es:



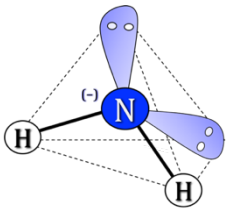
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $GeBr_2$ es una molécula del tipo AX_2E, con número estérico 3, a las que corresponden una distribución triangular de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central. Al existir un par de electrones solitarios sobre el germanio, la especie presenta una geometría



molecular angular con un ángulo de enlace menor de 109,5° debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitarios.

▪ La estructura de Lewis del ion azanuro es:



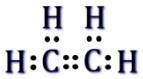


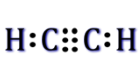
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_2^- es una especie del tipo AX_2E_2, con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central. Al existir dos pares de electrones solitarios sobre el nitrógeno, la especie presenta una geometría molecular angular con un ángulo de enlace menor de 109,5° debido a la repulsión que ejercen los pares de electrones solitarios.

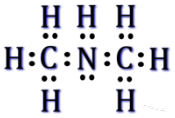
4.9. Explique el tipo de hibridación utilizado por cada átomo de carbono, nitrógeno y oxígeno en los compuestos:
a) $CH_2{=}CH_2$
b) $CH{\equiv}CH$
c) $CH_3{-}NH{-}CH_3$
d) $CH_3{-}CH_2OH$

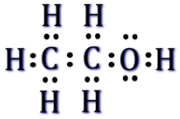
(Valencia 2009)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:









a) De acuerdo con el modelo RPECV el C_2H_4 es una molécula en la que cada átomo de carbono tiene distribución de ligandos y pares de electrones solitarios que se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular. Un átomo que presenta esta disposición, tiene 3 orbitales híbridos sp^2.

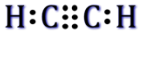
b) De acuerdo con el modelo RPECV el C_2H_2 es una molécula en la que cada átomo de carbono tiene distribución de ligandos y pares de electrones solitarios que se ajusta a la fórmula AX_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición es lineal. Un átomo que presenta esta disposición, tiene 2 orbitales híbridos sp.

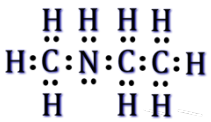
c-d) De acuerdo con la notación del modelo de RPECV $CH_3{-}NH{-}CH_3$ y $CH_3{-}CH_2OH$ son sustancias en las que los átomos de carbono, nitrógeno y oxígeno tienen una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios que se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición tetraédrica. Un átomo que presenta esta disposición, tiene 4 orbitales híbridos sp^3.

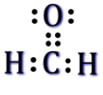
4.10. Explique el tipo de hibridación utilizado por los átomos de carbono, nitrógeno y oxígeno de los siguientes compuestos:
a) Etino, $CH{\equiv}CH$
b) Etilmetilamina, C_3H_9N
c) Metanal, CH_2O
d) Dimetiléter, C_2H_6O

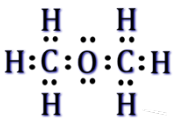
(Valencia 2011)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:









a) De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $CH{\equiv}CH$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2, a la que

corresponde un número estérico (m+n) = 2, por lo que su disposición lineal. Una sustancia cuyo átomo central presenta esta disposición tiene 2 orbitales híbridos *sp*.

b) De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_3H_9N es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central (carbono y nitrógeno) se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición tetraédrica. Una sustancia cuyo átomo central presenta esta disposición tiene 4 orbitales híbridos sp^3.

c) De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición es triangular plana. Una sustancia cuyo átomo central presenta esta disposición tiene 3 orbitales híbridos sp^2.

d) De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_6O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central (carbono y oxígeno) se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica. Una sustancia cuyo átomo central presenta esta disposición tiene 4 orbitales híbridos sp^3.

VIII. FUERZAS INTERMOLECULARES: LÍQUIDOS Y SÓLIDOS

1. FUERZAS DE VAN DER WAALS Y ENLACES DE HIDRÓGENO

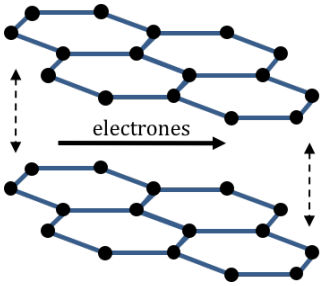
1.1. Una muestra desconocida tiene las siguientes propiedades:

- es un sólido que sublima a 3.500 °C en el vacío
- no es soluble de forma apreciable en agua
- tampoco es soluble de forma apreciable en disolventes orgánicos
- conduce la corriente eléctrica, pero solo cuando se coloca de determinada manera entre los bornes de una pila, mientras que no la conduce de forma apreciable cuando se coloca perpendicularmente a la orientación anterior
- se rompe en láminas con cierta facilidad

¿Qué clase de sustancia es? ¿Qué sustancia concreta podría ser? Explique brevemente la relación entre la estructura de la sustancia y las propiedades derivadas.

(Valencia 1998)

Se trata de un sólido reticular. En concreto es el grafito, que sublima a 3.500 °C y que presenta una estructura reticular en la que cada átomo de carbono se encuentra unido a otros tres átomos formando planos de hexágonos.



▪ Los enlaces entre átomos de carbono son muy fuertes por lo que se forma una red cristalina a temperatura ambiente que solo se rompe (sublima) a 3.915 K (según la bibliografía). Cualquier tipo de disolvente es incapaz de romper dicha red.

▪ Los enlaces entre los planos son más largos y débiles que los existentes entre los átomos de carbono del plano lo que motiva que el grafito se rompa en láminas con cierta facilidad.

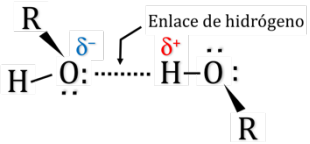
▪ Los átomos de carbono del plano presentan hibridación sp^2 por lo que tienen electrones deslocalizados que pueden moverse libremente en la dirección del plano, es decir conduce la corriente eléctrica, pero no lo hace en la dirección perpendicular entre planos.

1.2. Se disuelve yodo (s) utilizando metanol como disolvente. Explique:
a) Tipos de fuerzas que hay que romper en el yodo para que se disuelva.
b) Tipos de interacciones que hay que romper entre las moléculas de metanol para que interaccione con el yodo disuelto.
c) Tipos de interacciones existentes entre el yodo disuelto y las moléculas de disolvente.

(Valencia 2005) (Valencia 2009)

a) $I_2(s)$ es una sustancia que tiene enlace covalente y enlace intermolecular por fuerzas de dispersión de London por lo que se disolverá en un disolvente no polar rompiendo este tipo de fuerzas.

b) CH_3OH es una sustancia que tiene enlace covalente, pero que además presenta un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



Para que las moléculas de metanol interaccionen con las de yodo disuelto es preciso romper los enlaces de hidrógeno que existen entre las moléculas de metanol.

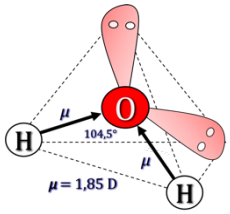
c) Las moléculas de CH_3OH presentan dipolos permanentes por lo que frente a las moléculas no polares de I_2, inducirán en estas un dipolo de forma que existirán interacciones dipolo permanente-dipolo inducido.

(En Valencia 2014 se pregunta como cuestión multirrespuesta).

1.3. Responda, justificando las respuestas, a las siguientes cuestiones:
a) ¿Es el agua una sustancia polar o apolar?
b) Indique cuáles de las siguientes sustancias son polares y cuáles apolares: Cl_2, HCl, CO_2, H_2S.
c) ¿Cuáles de las sustancias que se indican en el apartado b) son solubles en agua?
d) ¿Por qué el H_2O es un líquido en condiciones normales mientras que el H_2S es un gas? (Tenga en cuenta las fuerzas intermoleculares).

(Canarias 2007)

a) La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría molecular angular ya que solo existen dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno H → O. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}85$ D) y la molécula es polar.

b) Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



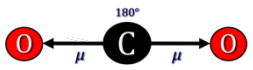
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el Cl_2 y HCl son moléculas del tipo AXE_3, con número estérico 4, a las que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central. Al existir solo dos átomos unidos presentan una geometría lineal.

En el caso del Cl_2, se trata de dos átomos idénticos y no cabe la existencia de un dipolo, por lo tanto, la molécula es no polar.

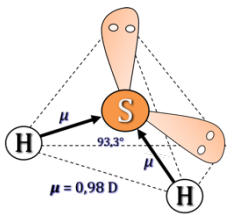
En el caso del HCl, al ser el cloro más electronegativo ($\chi = 3{,}16$) que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), la molécula presenta un dipolo dirigido hacia el cloro, H → Cl y la molécula es polar ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}11$ D).

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el CO_2 es una molécula del tipo AX_2, con número estérico (m+n) = 2, a la que corresponde una distribución y geometría lineal de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno, C → O. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el H_2S es una molécula del tipo AX_2E_2, con número estérico (m+n) = 4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo existen dos ligandos unidos al átomo central.

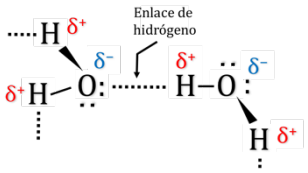


Como el azufre ($\chi = 2{,}58$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia el azufre, H → S. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 0{,}98$ D) y la molécula es polar.

c) De las sustancias propuestas en el apartado anterior, solo serán solubles en agua aquellas que sean polares, ya que el agua es un disolvente muy polar. Por tanto, se disolverán en agua HCl y H_2S formado respectivamente, los ácidos clorhídrico y sulfhídrico. Esta solubilidad se debe a la formación de fuerzas intermoleculares de van der Waals tipo dipolo-dipolo entre las moléculas de las sustancias propuestas y las de agua. La intensidad de estas fuerzas aumenta con la polaridad de las sustancias.

d) El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Teniendo en cuenta su posición dentro del grupo 16 de la tabla periódica, el oxígeno es más pequeño y electronegativo ($r = 73$ pm y $\chi = 3{,}44$) que el azufre ($r = 104$ pm y $\chi = 2{,}58$). Este hecho determina que el H_2O pueda formar enlaces de hidrógeno y quedar en estado líquido, mientras que en el caso de H_2S eso no es posible.



1.4. El clorometano (CH_3Cl), metano (CH_4) y ácido acético (CH_3COOH) forman sólidos moleculares.
a) ¿Qué tipo de fuerzas mantienen juntas a estas moléculas en el sólido molecular?
b) Ordénelas en orden creciente de su punto de fusión.

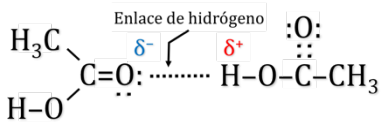
(Preselección Valencia 2007)

a) Se trata de tres compuestos que presentan covalente.

▪ Metano, CH_4, es una sustancia que no presenta momento dipolar permanente por lo que las fuerzas intermoleculares que tiene son del tipo dispersión de London. Esto motiva que de las tres sustancias propuestas sea a la que le corresponda menor punto de fusión.

▪ Clorometano, CH_3Cl, es una sustancia que sí presenta momento dipolar permanente por lo que tiene fuerzas intermoleculares del tipo dipolo-dipolo además de las del tipo de dispersión de London. Esto motiva que tenga una temperatura de fusión superior a la del hidrocarburo con igual número de carbonos (CH_4).

▪ Ácido acético, CH_3COOH, es una sustancia que sí presenta momento dipolar permanente. Tiene fuerzas intermoleculares del tipo enlace de hidrógeno ya que cumple la condición para este tipo de enlace: tener un átomo de hidrógeno que se encuentre unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



Como estas fuerzas intermoleculares son las más fuertes de las tres citadas, el ácido acético es de las tres sustancias la que tiene mayor temperatura de fusión.

b) Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:

$$CH_4 < CH_3Cl < CH_3COOH$$

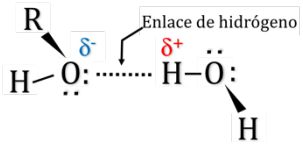
Los valores de los puntos de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:

$$CH_4\ (90{,}7) < CH_3Cl\ (176) < CH_3COOH\ (290)$$

1.5. Explique por qué el propanol es más soluble en agua que el butano.

(Canarias 2008)

▪ El propanol, $CH_3CH_2CH_2OH$, es una sustancia que tiene covalente molecular, pero que además presenta un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



La formación de enlaces de hidrógeno entre las moléculas de propanol con las de agua explica la solubilidad del propanol en agua.

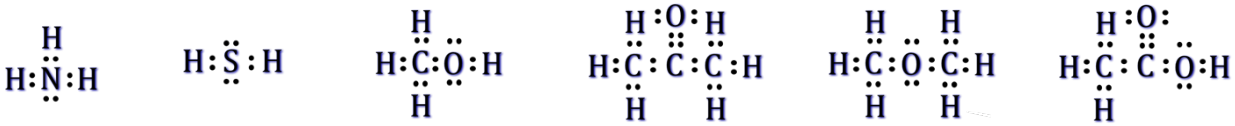
▪ El butano, $CH_3CH_2CH_2CH_3$, presenta enlace covalente molecular y no tiene momento dipolar permanente por lo que las únicas fuerzas intermoleculares que tiene son del tipo dispersión de London y no existe la posibilidad de que interaccionen con las moléculas de agua que por el contrario son muy polares.

1.6. Explique, justificando la respuesta, si los siguientes compuestos pueden formar o no enlace de hidrógeno:
a) NH_3
b) H_2S
c) CH_3OH
d) CH_3COCH_3
e) CH_3OCH_3
f) CH_3COOH

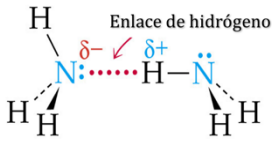
(Preselección Valencia 2009)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas permiten ver si cumplen la condición necesaria para formar enlace de hidrógeno:

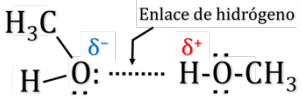


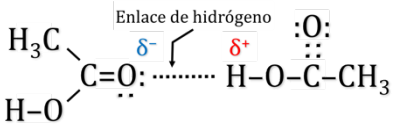
a) NH_3 sí forma enlace de hidrógeno ya que presenta un átomo de hidrógeno unido a un átomo de nitrógeno, que es un elemento muy electronegativo.



b) H_2S no forma enlace de hidrógeno ya que presenta un átomo de hidrógeno unido a un átomo azufre, pero este no es un elemento muy electronegativo.

c-f) CH_3OH y CH_3COOH sí forman enlace de hidrógeno ya que presentan un átomo de hidrógeno unido a un átomo de oxígeno, que es un elemento muy electronegativo.





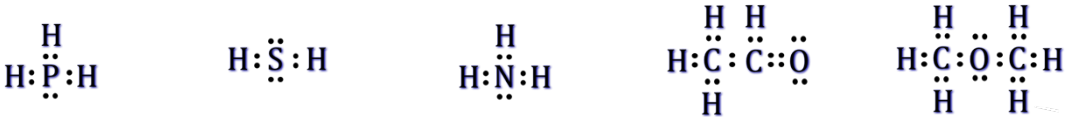
d-e) CH_3COCH_3 y CH_3OCH_3 no forman enlace de hidrógeno ya que no presentan un átomo de hidrógeno unido a un átomo de oxígeno, que es un elemento muy electronegativo.

1.7. Explique, justificando la respuesta, si las moléculas de los siguientes compuestos pueden formar con otras del mismo compuesto enlace de hidrógeno:
a) PH_3
b) CH_3CHO
c) NH_3
d) H_2S
e) CH_3OCH_3

(Preselección Valencia 2010)

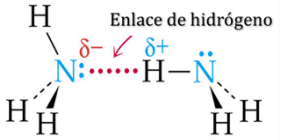
El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas permiten ver si cumplen la condición necesaria para formar enlace de hidrógeno:



a-d) PH_3 y H_2S no forman enlace de hidrógeno ya que presentan un átomo de hidrógeno unido a un átomo de fósforo y de azufre, respectivamente, pero estos no son elementos muy electronegativos.

c) NH_3 sí forma enlace de hidrógeno ya que presenta un átomo de hidrógeno unido a un átomo de nitrógeno, que es un elemento muy electronegativo.



b-e) CH_3CHO y CH_3OCH_3 no forman enlace de hidrógeno ya que no presentan un átomo de hidrógeno unido a un átomo de oxígeno, que es un elemento muy electronegativo.

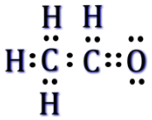
1.8. ¿Qué compuestos presentan enlace de hidrógeno? Justifique la respuesta.
a) CH_3CHO
b) C_6H_5OH
c) NaH
d) PH_3
e) HI
f) $C_6H_5NH_2$

(Preselección Valencia 2011)

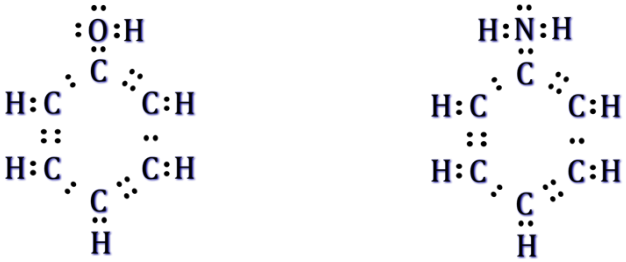
El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Las estructuras de Lewis de las sustancias propuestas permiten ver si cumplen la condición necesaria para formar enlace de hidrógeno.

a) CH_3CHO no forma enlace de hidrógeno ya que no presenta un átomo de hidrógeno unido a un átomo de oxígeno.



b-f) C_6H_5OH y $C_6H_5NH_2$ sí forman enlace de hidrógeno ya que presentan un átomo de hidrógeno unido a un átomo de oxígeno y de nitrógeno, respectivamente, que son elementos muy electronegativos.



c) NaH tiene enlace predominantemente iónico y por ello forma redes cristalinas y moléculas aisladas.

d-e) PH_3 y HI no forman enlace de hidrógeno ya que presentan un átomo de hidrógeno unido a un átomo fósforo y de yodo, respectivamente, pero estos no son elementos muy electronegativos.



2. PROPIEDADES DE SÓLIDOS Y LÍQUIDOS: TEMPERATURAS DE FUSIÓN Y EBULLICIÓN

2.1. Dadas las sustancias cloro (Cl_2), amoniaco (NH_3), formaldehído (H_2CO) y cloroformo ($HCCl_3$), conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:
a) Escriba las fórmulas de Lewis para cada una de ellas.
b) ¿Cuáles de estas moléculas son polares?
c) ¿Qué compuestos presentan enlace de hidrógeno?
d) ¿Cuál presentará mayor punto de ebullición? ¿Y cuál menor?

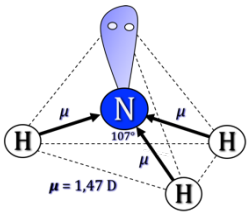
(Valencia 1998)

a) Las estructuras de Lewis de las cuatro moléculas propuestas son:



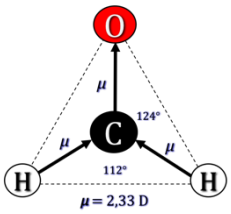
b) De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal al estar formada solo por dos átomos. Al tratarse de átomos idénticos no cabe la posibilidad de formación de dipolos permanentes por lo que la molécula es no polar.

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



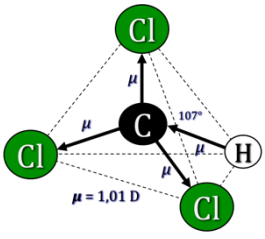
Como el nitrógeno ($\chi = 3{,}04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$) existen tres dipolos dirigidos hacia el nitrógeno, H → N. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}47$ D) y la molécula es polar.

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2CO es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3, por lo que su disposición y geometría es triangular plana.



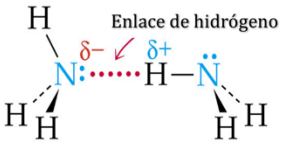
Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$) existen tres dipolos, dos dirigidos hacia el carbono, H → C, y otro hacia el oxígeno, C → O. Los tres vectores no son iguales y la geometría es triangular por lo que la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 2{,}33$ D) y la molécula es polar.

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $HCCl_3$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Como el cloro ($\chi = 3{,}14$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$) existen cuatro dipolos, tres dirigidos hacia el cloro, C → Cl, y otro hacia el carbono, H → C. Los cuatro vectores no son iguales y la geometría es tetraédrica por lo que la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}01$ D) y la molécula es polar.

c) El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las cuatro sustancias propuestas, la única que cumple las condiciones para formar enlace de hidrógeno



es NH_3 ya que tiene átomos de hidrógeno unidos a un átomo muy electronegativo, nitrógeno en este caso, que se van a ver atraídos por el par de electrones solitario de uno de estos átomos de una molécula vecina.

d) Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas, y por el contrario, el menor punto de ebullición le corresponderá a la sustancia que presente las fuerzas intermoleculares más débiles.

▪ Cl_2 es una sustancia que presenta enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son fuerzas de dispersión de London, que serán muy débiles debido a que es una sustancia con pequeño volumen atómico y bajo peso molecular, por tanto, será muy poco polarizable. Por esto, debe ser de las sustancias propuestas la que posee menor punto de ebullición.

▪ NH_3 es una sustancia que presenta enlace covalente polar. Además, tiene enlace de hidrógeno. Por lo tanto, esta sustancia será la que presente el siguiente mayor punto de ebullición.

▪ $HCCl_3$ y H_2CO son sustancias que presentan enlace covalente polar. Pueden presentar fuerzas intermoleculares dipolo-dipolo y fuerzas de dispersión de London, que serán más intensas en $HCCl_3$ debido a que se trata sustancia muy voluminosa y con elevada masa molecular. Por lo tanto, debe ser la que posee mayor punto de ebullición.

Los valores de la temperatura de ebullición (K) encontrados en la bibliografía son:

$$Cl_2\ (238{,}6) < NH_3\ (240) < H_2CO\ (254) < HCCl_3\ (334)$$

2.2. Justifique, dentro de cada pareja, la sustancia que presenta mayor punto de ebullición:
a) H_2O y H_2S
b) CO_2 y SiO_2
c) Etano y propano
d) Etano y etanol
e) Cloro y bromo
f) Etanol y metanol
g) Cloruro de hidrógeno y yoduro de hidrógeno

(Valencia 2002) (Valencia 2007)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas o forme una red cristalina más fuerte, y por el contrario, el menor punto de ebullición le corresponderá a la sustancia que presente las fuerzas intermoleculares más débiles.

a) H_2O es una sustancia que presenta enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar que forma un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

▪ H_2S es una sustancia que también presenta enlace covalente y dipolo permanente, pero a diferencia del H_2O se trata de una sustancia que no puede formar un enlace de hidrógeno ya que en este caso los átomos de hidrógeno no se encuentran unidos a un átomo muy electronegativo (en este caso S).

Por tanto, el punto de ebullición del H_2O (373 K) es mayor que el del H_2S (213 K).

b) CO_2 es una sustancia que tiene un punto de ebullición muy bajo, ya que presenta enlace covalente y, además, al ser una sustancia no polar el único enlace intermolecular que puede dar es del tipo fuerzas de dispersión de London que es muy débil.

▪ SiO_2 es un compuesto que también presenta enlace covalente pero a diferencia del anterior forma una red covalente. Estas sustancias son sólidas a temperatura ambiente, por lo que tienen un elevado punto de ebullición.

Por tanto, el punto de ebullición del SiO_2 (2.503 K) es mucho mayor que el del CO_2 (217 K).

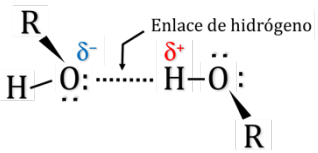
c) Etano – propano

Ambos compuestos presentan enlace covalente y no tienen momento dipolar permanente por lo que las únicas fuerzas intermoleculares que tienen son del tipo de dispersión de London. Estas fuerzas aumentan con el peso molecular y el tamaño de la sustancia.

Por lo tanto, el punto de ebullición del propano (231 K), más voluminoso y pesado, es mayor que el del etano (184 K).

d) C_2H_6 (etano) presenta enlace covalente y no tiene momento dipolar permanente por lo que las únicas fuerzas intermoleculares que tiene son del tipo de fuerzas de dispersión de London que son las más débiles de todas.

▪ C_2H_5OH (etanol) es un compuesto que presenta enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar forma un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



Por tanto, el punto de ebullición C_2H_5OH (351 K) es mayor que el del C_2H_6 (184 K).

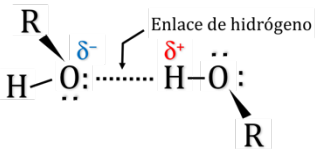
e) Cloro – bromo

Ambos compuestos presentan enlace covalente y no tienen momento dipolar permanente por lo que las únicas fuerzas intermoleculares existentes son del tipo de dispersión de London. Estas fuerzas aumentan con el peso molecular y el tamaño de la sustancia.

Por tanto, el punto de ebullición del bromo (339,1 K), líquido a temperatura ambiente, y más voluminoso y pesado, es mayor que el del cloro (238,6 K), gas a temperatura ambiente y más ligero.

f) Etanol – metanol

Ambos alcoholes, C_2H_5OH y CH_3OH, (etanol y metanol, respectivamente) son compuestos que presentan enlace covalente, pero se trata de sustancias con momento dipolar permanente que forman un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



Además del enlace de hidrógeno, existen en ambas sustancias fuerzas de dispersión de London que son mayores en el etanol que tiene mayor peso molecular. Por tanto, el punto de ebullición del C_2H_5OH (351 K) es mayor que el del CH_3OH (338 K).

g) Cloruro de hidrógeno – yoduro de hidrógeno

HCl y HI son compuestos que tienen enlace covalente, pero como se trata de sustancias con momento dipolar permanente presentan fuerzas intermoleculares del tipo dipolo-dipolo. Además, en ambas sustancias se dan fuerzas intermoleculares de dispersión de London. Fuerzas que aumentan con el peso molecular y el tamaño de la sustancia y tienen preponderancia sobre las fuerzas dipolo-dipolo cuando se trata de compuestos con masas molares muy diferentes.

Por tanto, el punto de ebullición del HI (239 K), más voluminoso y pesado, es mayor que el del HCl (188 K).

2.3. Ordene, justificando la respuesta, las siguientes sustancias:
CO_2, CH_3OH, RbF, CH_3Br
por valores crecientes de su punto de ebullición.

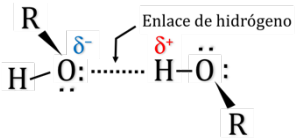
(Valencia 2003)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que tenga fuerzas intermoleculares más intensas o forme una red cristalina más fuerte, y por el contrario, el menor punto de ebullición le corresponderá a la sustancia que tenga las fuerzas intermoleculares más débiles.

▪ CO_2 es el compuesto que presenta menor punto de ebullición de todas, ya que tiene enlace covalente y, además, al ser una sustancia no polar, el único enlace intermolecular que puede presentar es del tipo fuerzas de dispersión de London que es muy débil.

▪ CH_3Br es un compuesto que tiene enlace covalente, pero al ser una sustancia polar puede formar un enlace intermolecular del tipo dipolo-dipolo y además forma enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London. La combinación de ambos enlaces intermoleculares hace que esta sustancia presente un punto de ebullición mayor que la anterior.

▪ CH_3OH es un compuesto que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar que puede formar un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. Por este motivo, esta sustancia presenta un punto de ebullición mayor que las anteriores.



▪ RbF es el compuesto que presenta mayor punto de ebullición de todos, ya que tiene enlace iónico por lo que forma redes cristalinas iónicas, sólidas a temperatura ambiente.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de ebullición de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:

$$CO_2 < CH_3Br < CH_3OH < RbF$$

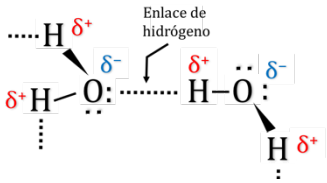
Los valores de los puntos de ebullición (K) encontrados en la bibliografía son:

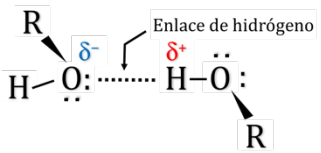
$$CO_2\ (216{,}6) < CH_3Br\ (276{,}7) < CH_3OH\ (338) < RbF\ (1.681)$$

2.4. Justifique la variación en los puntos de ebullición de los siguientes compuestos:
H_2O (100 °C) CH_3OH (65 °C) CH_3OCH_3 (–24 °C).

(Valencia 2006)

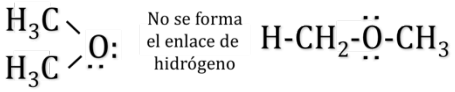
▪ Agua, H_2O, y metanol, CH_3OH, son compuestos con enlace covalente, pero se trata de sustancias con momento dipolar permanente que forman un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.





El que el punto de ebullición del agua sea superior al del metanol se debe a que la molécula de agua al tener dos átomos de hidrógeno unidos a un átomo muy electronegativo puede formar más enlaces de hidrógeno que la de metanol que solo tiene uno.

▪ En el caso del dimetiléter, CH_3OCH_3, no se cumple esa condición debido a que el enlace C–H es muy poco polar, ya que el átomo de carbono no es muy electronegativo y, por tanto, no se forman enlaces de hidrógeno entre las moléculas, a pesar de la existencia de un par de electrones solitario sobre un átomo muy electronegativo y pequeño (el oxígeno).



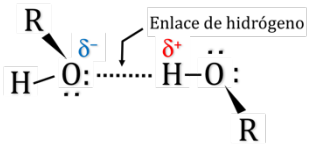
2.5. Explique el tipo de interacciones atractivas que existen en las siguientes sustancias: KI(s), CCl_4(s), CH_3OH(s) y CO(s) y ordénelas de menor a mayor punto de ebullición, justificando la respuesta.

(Preselección Valencia 2008)

Se trata de tres compuestos con único átomo de carbono que presentan covalente y otro que tiene enlace iónico. Los tres con enlace covalente son:

▪ El CO(s) es una sustancia que sí presenta momento dipolar permanente por lo que tiene fuerzas intermoleculares del tipo dipolo-dipolo además de las del tipo dispersión de London. Esto motiva que de las tres sustancias dadas sea la que le corresponda menor punto de ebullición.

▪ El CH_3OH(s) es una sustancia que sí presenta momento dipolar permanente. Tiene fuerzas intermoleculares del tipo enlace de hidrógeno ya que cumple la condición para este tipo de enlace: tener un átomo de hidrógeno que se encuentre unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



Como estas fuerzas intermoleculares son más fuertes que las fuerzas dipolo-dipolo, el metanol tiene un punto de ebullición superior al del CO.

▪ El CCl_4(s) es una sustancia que no presenta momento dipolar permanente por lo que las fuerzas intermoleculares que tiene son del tipo dispersión de London. Estas fuerzas son más intensas cuanto mayor es el tamaño y el peso molecular de la sustancia. Como este valor es muy elevado en esta molécula, esto motiva que de las tres sustancias con enlace covalente sea la que tiene mayor punto de ebullición.

▪ El KI(s) es una sustancia que forma una red cristalina iónica en la que los iones K^+ e I^- se atraen mediante intensas fuerzas electrostáticas que hace que esta sustancia presente estado sólido a temperatura ambiente. Como este tipo de enlace es mucho más fuerte que los enlaces intermoleculares, de las todas sustancias propuestas es la que tiene mayor punto de ebullición.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de ebullición de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:

$$CO < CH_3OH < CCl_4 < KI$$

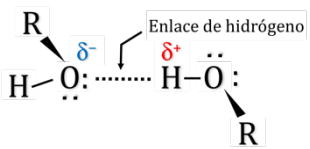
Los valores de los puntos de ebullición (K) encontrados en la bibliografía son:

$$CO\ (82) < CH_3OH\ (338) < CCl_4\ (350) < KI\ (1.630)$$

2.6. Prediga, en cada caso, la sustancia con mayor punto de ebullición, justificando la respuesta:
a) CH_3OH (metanol) y CH_3SH (metilmercaptano).
b) CH_3COCH_3 (acetona) y $CH_3CH(CH_3)CH_3$ (metilpropano).

(Valencia 2008)

a) CH_3OH es una sustancia que presenta enlace covalente con momento dipolar permanente que forma un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



▪ CH_3SH es una sustancia que presenta enlace covalente con momento dipolar permanente pero que a diferencia de la anterior, no es capaz de formar un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno debido a que el átomo de azufre es menos electronegativo y de mayor tamaño que el átomo de oxígeno. El tipo de enlace intermolecular que presenta es dipolo-dipolo.

Además de los enlaces citados, existen en ambas sustancias fuerzas de dispersión de London que son mayores en el CH_3SH que tiene mayor peso molecular, aunque el enlace de hidrógeno es el que más contribuye al punto de ebullición, por lo que este valor es mayor en el CH_3OH.

En la siguiente tabla se muestran los valores de la temperatura de ebullición y momento dipolar encontrados en la bibliografía:

Sustancia	T_{eb} / K	μ / D
CH_3SH	279	1,53
CH_3OH	338	1,69

b) CH_3COCH_3 y $CH_3CH(CH_3)CH_3$ son sustancias que presentan enlace covalente con un fuerte momento dipolar permanente que hace formen un enlace intermolecular del tipo dipolo-dipolo.

Además de los enlaces citados, existen en ambas sustancias fuerzas de dispersión de London que son mayores en el CH_3COCH_3 que tiene mayor masa molecular. Por todo esto, el punto de ebullición del CH_3COCH_3 es mayor que el del $CH_3CH(CH_3)CH_3$.

En la siguiente tabla se muestran los valores de la temperatura de ebullición y momento dipolar encontrados en la bibliografía:

Sustancia	T_{eb} / K	μ / D
CH_3COCH_3	330	2,88
$CH_3CH(CH_3)\ CH_3$	261	0,44

2.7. El análisis elemental de una determinada sustancia orgánica proporciona el siguiente resultado: C = 52,17 %; H = 13,04 %; O = 34,79 %. Se pide:
a) Determine la fórmula empírica de dicho compuesto.
b) ¿Qué dato haría falta para poder establecer la fórmula molecular? Podría indicar algún método que permita su determinación.
c) Si la fórmula empírica coincide con la molecular indique y nombre las posibles estructuras del compuesto.
d) ¿Cuál de ellas tendría el mayor punto de ebullición?

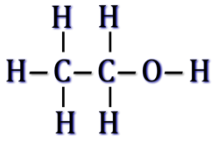
(Canarias 2009)

a) Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con los del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

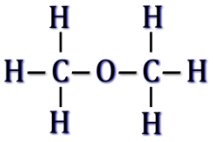
$$\left.\begin{array}{l} 52{,}17\ \text{g C} \cdot \dfrac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}} = 4{,}348\ \text{mol C} \\ 13{,}04\ \text{g H} \cdot \dfrac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}} = 13{,}04\ \text{mol H} \\ 34{,}79\ \text{g O} \cdot \dfrac{1\ \text{mol O}}{16\ \text{g O}}\ 2{,}174\ \text{mol O} \end{array}\right\} \rightarrow \left\{\begin{array}{l} \dfrac{4{,}348\ \text{mol C}}{2{,}174\ \text{mol O}} = 2\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol O}} \\ \dfrac{13{,}04\ \text{mol H}}{2{,}174\ \text{mol O}} = 6\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol O}} \end{array}\right\} \rightarrow \text{F. empírica: } C_2H_6O$$

b) Para conocer la fórmula molecular sería necesario conocer la masa molar de la sustancia problema. Un método para la determinación de la misma, sería medir la densidad de la sustancia en fase vapor.

c) Si la fórmula molecular de la sustancia es C_2H_6O, dos posibles estructuras para la misma serían:



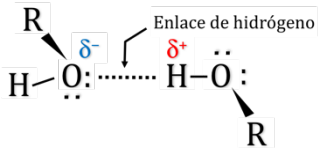
etanol o alcohol etílico



metoximetano o dimetiléter

d) El compuesto con mayor punto de ebullición es el etanol ya que sus moléculas son capaces de unirse entre sí mediante enlaces de hidrógeno.

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



2.8. Ordene las siguientes sustancias:

KF, HF, CO y Ne

según el orden creciente de sus puntos de ebullición.

(Canarias 2010)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que tenga fuerzas intermoleculares más intensas o forme una red cristalina más fuerte, y por el contrario, el menor punto de ebullición le corresponderá a la sustancia que tenga las fuerzas intermoleculares más débiles.

▪ Ne es un elemento que presenta el menor punto de ebullición de todas las sustancias propuestas, ya que por ser un gas noble no forma moléculas, y el único enlace intermolecular que puede presentar es del tipo fuerzas de dispersión de London que es muy débil. Le corresponde el punto de fusión más bajo de todas las sustancias propuestas.

▪ CO es el compuesto que presenta menor punto de ebullición de todas las sustancias propuestas, ya que tiene enlace covalente y, además, al ser una sustancia polar, presenta enlace intermolecular del tipo dipolo-dipolo que es algo más fuerte que las fuerzas de dispersión de London. Por este motivo, su punto de fusión es muy bajo.

▪ HF es un compuesto que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar que puede formar un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Este se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso F) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. Por este motivo, esta sustancia presenta un punto de ebullición mayor que las anteriores. Por este motivo, su punto de fusión es bajo.

▪ KF es el compuesto que presenta mayor punto de ebullición de todos, ya que tiene enlace iónico por lo que forma una red cristalina iónica, sólida a temperatura ambiente, por lo que tiene un elevado punto de fusión, el más alto de las sustancias propuestas.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de ebullición de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:

$$Ne < CO < HF < KF$$

Los valores de los puntos de ebullición (K) encontrados en la bibliografía son:

$$Ne\ (27) < CO\ (83) < HF\ (293) < KF\ (1.783)$$

2.9. Ordene, justificando la respuesta, las siguientes sustancias:

CH_4, NaBr, CH_3OH, H_2S

de menor a mayor punto de fusión.

(Preselección Valencia 2010)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas o forme una red cristalina más fuerte, y por el contrario, el menor punto de fusión le corresponderá a la sustancia que presente las fuerzas intermoleculares más débiles.

▪ CH_4 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares que puede presentar son fuerzas de dispersión de London, que serán poco intensas debido a que es una sustancia con pequeño volumen atómico, por lo que será poco polarizable. Le corresponde el punto de fusión más bajo de todas las sustancias propuestas.

▪ CH_3OH es una sustancia que tiene enlace covalente con momento dipolar permanente, que puede presentar enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, su punto de fusión es bajo.

▪ H_2S es una sustancia que tiene enlace covalente con momento dipolar permanente por lo que puede presentar fuerzas intermoleculares del tipo dipolo-dipolo y fuerzas intermoleculares de dispersión de London. Por tanto, su punto de fusión es bajo pero mayor que el del metanol.

▪ NaBr es una sustancia que tiene enlace iónico y a diferencia del resto, forma una red cristalina iónica muy difíciles de romper. Esta sustancia es sólida a temperatura ambiente, por lo que tiene un elevado punto de fusión, el más alto de las sustancias propuestas.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:

$$CH_4 < CH_3OH < H_2S < NaBr$$

Los valores de los puntos de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:

$$CH_4\ (90{,}7) < CH_3OH\ (175) < H_2S\ (191) < NaBr\ (1.020)$$

Ante la pequeña diferencia entre las temperaturas de fusión de CH_3OH y H_2S resulta problemático ordenar ambas sustancias.

2.10. Responda de forma razonada a las siguientes cuestiones:
a) ¿Por qué el punto de ebullición del I_2 es mayor que el del F_2?
b) ¿Por qué el O_2 es gas a temperatura ambiente?
c) ¿Por qué el HF tiene un punto de ebullición 200 °C más alto que el F_2?
d) ¿Por qué el NH_3 y el H_2O tienen un punto de ebullición anormalmente elevado si se les compara con los otros hidruros de los grupos 15 y 16?
e) ¿Por qué el CO tiene un punto de ebullición más alto que el N_2 a pesar de tener la misma masa molecular?

(Canarias 2011)

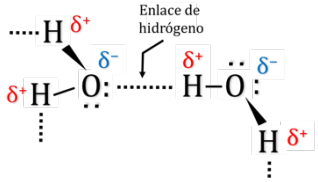
Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que tenga fuerzas intermoleculares más intensas o forme una red cristalina más fuerte y, por el contrario, el menor punto de ebullición le corresponderá a la sustancia que tenga las fuerzas intermoleculares más débiles.

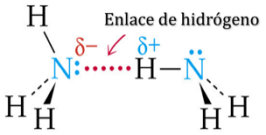
a) F_2 e I_2 son sustancias que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son fuerzas de dispersión de London, que serán más intensas en el I_2 debido a que es una sustancia con gran volumen atómico y elevada masa molecular, por tanto, será muy polarizable.

b) O_2 es una sustancia que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son fuerzas de dispersión de London, que serán poco intensas debido a que es una sustancia con pequeño volumen atómico y baja masa molecular, por tanto, será poco polarizable y por ello a temperatura ambiente en la formación de este enlace no se desprende la suficiente energía como para que cambie el estado de agregación de la sustancia.

c) F_2 y HF son sustancias que tienen enlace covalente. En el F_2 las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son fuerzas de dispersión de London que son bastante débiles. El HF presenta enlace de hidrógeno. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. Este enlace es mucho más fuerte que las fuerzas de dispersión de London y es el responsable de la anomalía en las temperaturas de ebullición.

d) NH_3 y H_2O son sustancias que tienen enlace covalente polar. Ambas presentan fuerzas intermoleculares del tipo enlace de hidrógeno. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.





El resto de los elementos de los grupos citados son poco electronegativos y/o muy voluminosos lo que impide que presenten este tipo de enlace. Esto determina que sus puntos de ebullición no sean tan anormalmente elevados como los del amoniaco y el agua.

e) CO es una sustancia que presenta enlace covalente polar. Sus moléculas se unen mediante fuerzas intermoleculares del tipo dipolo-dipolo. N_2 es una sustancia que presenta enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles son del tipo fuerzas de dispersión de London.

Las fuerzas dipolo-dipolo son más fuertes que las de dispersión de London, por este motivo el punto de ebullición del CO es mayor que el del N_2.

2.11. Sitúe los elementos N, O, F y S en la tabla periódica.
a) Indique el número atómico de cada elemento.
b) Escriba la configuración electrónica de cada elemento en su estado fundamental.
c) Escriba las configuraciones electrónicas de los aniones: N^{3-}, O^{2-}, S^{2-} y F^-.
d) Ordene los iones anteriores por su tamaño decreciente.
e) Escriba la fórmula de la molécula que cada elemento forma con el hidrógeno.
f) Discuta comparativamente la geometría de las moléculas anteriores.
g) Ordene las moléculas anteriores por su punto de ebullición creciente.

(Valencia 2011)

a-b-c) La configuración electrónica del nitrógeno, N, es $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$. La suma de los superíndices indica que su número atómico es 7.

El valor de $n = 2$ indica que es un elemento del segundo periodo y la suma de los superíndices de la capa de valencia indica que pertenece al grupo 15 (en este periodo no aparecen aún los 10 electrones d).

La configuración electrónica del ion N^{3-} es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ ya que si capta tres electrones completa el orbital $2p$ y adquiere una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

▪ La configuración electrónica del oxígeno, O, es $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$. La suma de los superíndices indica que su número atómico es 8.

El valor de $n = 2$ indica que es un elemento del segundo periodo y la suma de los superíndices de la capa de valencia indica que pertenece al grupo 16 (en este periodo no aparecen aún los 10 electrones correspondientes al subnivel d).

La configuración electrónica del ion O^{2-} es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ ya que si capta dos electrones completa el orbital $2p$ y adquiere una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

▪ La configuración electrónica del flúor, F, es $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$. La suma de los superíndices indica que su número atómico es 9.

El valor de $n = 2$ indica que es un elemento del segundo periodo y la suma de los superíndices de la capa de valencia indica que pertenece al grupo 17 (en este periodo no aparecen aún los 10 electrones d).

La configuración electrónica del ion F^- es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ ya que si capta un electrón y completa el orbital $2p$ y adquiere una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

▪ La configuración electrónica del azufre, S, es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$. La suma de los superíndices indica que su número atómico es 16.

El valor de $n = 3$ indica que es un elemento del tercer periodo y la suma de los superíndices de la capa de valencia indica que pertenece al grupo 16 (en este periodo no aparecen aún los 10 electrones d).

La configuración electrónica del ion S^{2-} es $[Ne]\ 3s^2\ 3p^6$ ya que si capa dos electrones y completa el orbital $3p$ y adquiere una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

d) El mayor radio le corresponde al ion S^{2-} ya que el azufre tiene una capa más que los tres restantes. Estos a su vez tienen la misma estructura electrónica, se trata de especies isoelectrónicas y, en ellas, la que posee mayor Z (mayor Z_{ef}) atrae más con más fuerza a los electrones de valencia, por tanto, es la que tiene menor tamaño.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los radios de los elementos propuestos deben tener el siguiente orden decreciente:

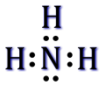
$$S^{2-} > N^{3-} > O^{2-} > F^{-}$$

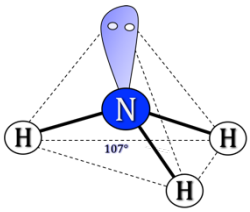
Los valores de los radios iónicos (pm) encontrados en la bibliografía son:

$$S^{2-}\ (184) > N^{3-}\ (171) > O^{2-}\ (140) > F^{-}\ (136)$$

e-f) Las fórmulas de los compuestos binarios con hidrógeno son: NH_3, H_2O, HF y H_2S.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:





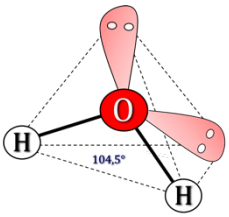
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres átomos unidos al átomo central.

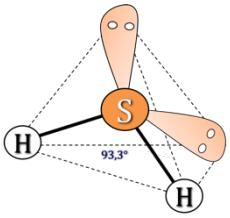
▪ Las estructuras de Lewis de las moléculas de agua y sulfuro de dihidrógeno son:





De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, H_2O y H_2S son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2, a las que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos átomos unidos al átomo central.





▪ La estructura de Lewis de la molécula de fluoruro de hidrógeno es:



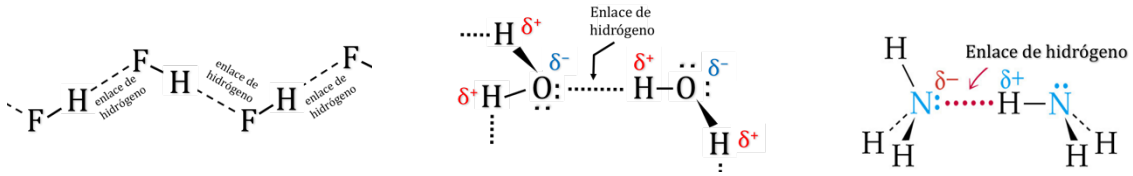
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, HF es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3, a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya que solo hay dos átomos.

g) Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que tenga fuerzas intermoleculares más intensas o forme una red cristalina más fuerte y, por el contrario, el menor punto de ebullición le corresponderá a la sustancia que tenga las fuerzas intermoleculares más débiles.

▪ En el caso de H_2S el átomo de hidrógeno se encuentra unido al azufre, un elemento que no es muy electronegativo. Esto determina que su punto de ebullición no sea tan anormalmente elevado como los de las otras sustancias.

▪ HF, H_2O y NH_3 son sustancias que tienen enlace covalente. Además, las tres presentan enlace de hidrógeno. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy elec-

tronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. Este enlace es más fuerte en el agua que forma cuatro enlaces de este tipo, mientras que en el HF forma solo dos dando lugar a una estructura cerrada.



El enlace de hidrógeno es el responsable de la anomalía en las temperaturas de ebullición.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de ebullición de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:

$$H_2S < NH_3 < HF < H_2O$$

Los valores de los puntos de ebullición (K) encontrados en la bibliografía son:

$$H_2S\ (212) < NH_3\ (240) < HF\ (293) < H_2O\ (373)$$

2.12. Ordene las siguientes sustancias:
Kr, CH_3Cl, N_2 y H_2O
según sus puntos de ebullición crecientes indicando las fuerzas intermoleculares que actúan.

(Canarias 2012)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que tenga fuerzas intermoleculares más intensas, y por el contrario, el menor punto de ebullición le corresponderá a la sustancia que tenga las fuerzas intermoleculares más débiles.

▪ N_2 y Kr son sustancias que presentan enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares que presentan ambos son del tipo fuerzas de dispersión de London. Estas son más intensas en el kriptón que, por ser de mayor tamaño que el nitrógeno, es más polarizable. Por este motivo, la temperatura de ebullición del kriptón es mayor.

▪ CH_3Cl (clorometano) es una sustancia que sí presenta momento dipolar permanente por lo que tiene fuerzas intermoleculares del tipo dipolo-dipolo además de las del tipo dispersión de London. Esto motiva que tenga una temperatura de ebullición superior a la de los anteriores.

▪ H_2O es una sustancia que tiene enlace covalente polar. Presenta fuerzas intermoleculares del tipo enlace de hidrógeno. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. Es el enlace intermolecular más fuerte de todos.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de ebullición de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:

$$N_2 < Kr < CH_3Cl < H_2O$$

Los valores de los puntos de ebullición (K) encontrados en la bibliografía son:

$$N_2\ (77{,}4) < Kr\ (119{,}8) < CH_3Cl\ (249) < H_2O\ (373)$$

2.13. Ordene, justificando la respuesta, las siguientes sustancias:
CH_4, Ti, CH_3COOH, $HCCl_3$
de menor a mayor punto de fusión.

(Preselección Valencia 2012)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas o forme una red cristalina más fuerte, y por el contrario, el menor punto de fusión le corresponderá a la sustancia que presente las fuerzas intermoleculares más débiles.

▪ CH_4 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares que puede presentar son fuerzas de dispersión de London, que serán poco intensas debido a que es una sustancia con pequeño volumen atómico, por tanto, será poco polarizable. Le corresponde el punto de fusión más bajo de todas las sustancias propuestas.

▪ $HCCl_3$ es una sustancia que tiene enlace covalente con momento dipolar permanente por lo que puede presentar fuerzas intermoleculares del tipo dipolo-dipolo y fuerzas intermoleculares de dispersión de London. Por tanto, el punto de fusión es bajo pero superior al del CH_4.

▪ Ti es una sustancia que tiene enlace metálico y a diferencia del resto, forma una red cristalina metálica muy difíciles de romper. Esta sustancia es sólida a temperatura ambiente, por lo que tiene un elevado punto de fusión, mucho mayor que el resto de las sustancias propuestas.

▪ CH_3COOH es una sustancia que tiene enlace covalente con momento dipolar permanente, que puede presentar enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares que le permite formar un dímero estable. Por este motivo, su punto de fusión también es bajo pero superior al de los anteriores compuestos covalentes.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:

$$CH_4 < HCCl_3 < CH_3COOH < Ti$$

Los valores de los puntos de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:

$$CH_4\ (90{,}7) < HCCl_3\ (210) < CH_3COOH\ (290) < Ti\ (1.933)$$

2.14. Dados los siguientes compuestos:
H_2O, KI, H_2S y CH_4
Indique:
a) ¿Cuáles son compuestos iónicos y cuáles son compuestos covalentes?
b) De los compuestos covalentes, ¿cuáles son polares?
c) En función de las fuerzas intermoleculares que intervienen en cada caso, ordénelos de mayor a menor punto de ebullición.
d) ¿Por qué el H_2O es líquida a temperatura ambiente mientras que el H_2S es un gas?

(Canarias 2020)

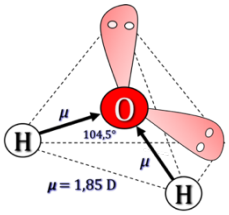
a) Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente covalente si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es inferior a 2,0 y predominantemente iónico si es próxima o superior a 2,0. De acuerdo con esto:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
H_2O	3,44 – 2,20 = 1,24	covalente
H_2S	2,58 – 2,20 = 0,38	covalente
CH_4	2,55 – 2,20 = 0,35	covalente
KI	2,66 – 0,82 = 1,84	iónico

b) La estructura de Lewis de la molécula de agua es:

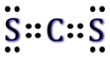


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

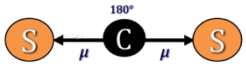


Como el oxígeno ($\chi = 3{,}44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno H → O. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\boldsymbol{\mu} = 1{,}85$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de disulfuro de carbono es:

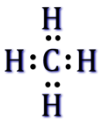


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CS_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2 por lo que su disposición y geometría es lineal.

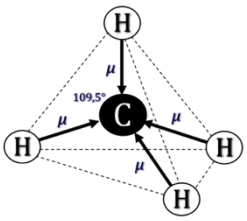


Como el azufre ($\chi = 2{,}58$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2{,}55$) existen dos dipolos dirigidos hacia el azufre C → S. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



Según el modelo RPECV el CH_4 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Como el carbono ($\chi = 2{,}55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2{,}20$) existen cuatro dipolos dirigidos hacia carbono, H → C. Con esa geometría la resultante de los vectores es nula y la molécula es no polar.

c) Propuesta como cuestión multirrespuesta en Ciudad Real 1997 y otras.

d) Propuesta en Canarias 2007.

2.15. Ordene las siguientes sustancias en orden creciente de sus puntos de fusión, indicando en cada caso el tipo de enlace y fuerza intermolecular:

KCl, CH_4, I_2, HBr, C_2H_5OH

(Canarias 2023)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (dispersión de London, dipolo-dipolo, enlace de hidrógeno).

▪ El mayor punto de fusión le corresponde al KCl, sustancia que tiene enlace iónico y que, a diferencia del resto, forma una red cristalina iónica, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.

▪ CH_4 e I_2 son sustancias que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son las fuerzas de dispersión de London, que serán mucho más intensas en el I_2 debido a que es una sustancia con gran volumen atómico y elevada masa molecular, por lo que será muy polarizable.

▪ C_2H_5OH es una sustancia que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar forma un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno. En este caso, la intensidad de los enlaces de hidrógeno es menor que las de las fuerzas del London de sustancias tan voluminosas como I_2 y HBr.

▪ HBr es una sustancia que tiene enlace covalente, pero que presenta momento dipolar permanente por lo que existen fuerzas intermoleculares del tipo dipolo-dipolo. Además, también presenta fuerzas intermoleculares de dispersión de London.

De acuerdo con lo expuesto, las sustancias propuestas ordenadas por puntos de fusión crecientes son:

$CH_4 < C_2H_5OH < HBr < I_2 < KCl$

Los valores de los puntos de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:

CH_4 (90,7) < C_2H_5OH (159) < HBr (186) < I_2 (386,7) < KCl (1.049)

3. SÓLIDOS IÓNICOS. ENERGÍA RETICULAR. CICLO DE BORN-HABER

3.1. Dados los átomos:

X = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$ e Y = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

justifique qué tipo de compuesto formarán al unirse e indique alguna de las propiedades del mismo.

(Extremadura 1998)

Si el átomo X cede los dos electrones del orbital 3*s* adquiere una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, [He] $2s^2\ 2p^6$ y se transforma en el ion X^{2+}.

Si el átomo Y capta un electrón completa el subnivel 3*p* y adquiere una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, [Ne] $3s^2\ 3p^6$ y se transforma en el ion Y^-.

De acuerdo con la condición de electroneutralidad entre ambos iones forman un compuesto con enlace predominantemente iónico de fórmula X_2Y.

Los compuestos iónicos tienen las siguientes propiedades:

- elevada solubilidad en agua
- altos puntos de fusión y ebullición
- buenos conductores de la corriente eléctrica fundidos o en disolución acuosa
- duros y frágiles.

3.2. Calcule la afinidad electrónica del cloro a partir de los siguientes datos:

energía de sublimación del calcio: 46,0 kcal mol^{-1}
primera energía de ionización del calcio = 6,10 eV
segunda energía de ionización del calcio = 11,90 eV
energía de disociación del enlace Cl–Cl = 58,0 kcal mol^{-1}
energía reticular del $CaCl_2$ = –513 kcal mol^{-1}
entalpía de formación del $CaCl_2$ = –179 kcal mol^{-1}

(Datos. 1 eV = $1{,}6\cdot10^{-19}$ J; 1 J = 0,24 cal).

(Valencia 2002)

El ciclo de Born-Haber (1919) permite calcular la energía reticular de una sustancia con enlace iónico. Una aplicación del ciclo es, conocida la energía reticular, calcular la afinidad electrónica del no metal que forma el compuesto.

Escribiendo las energías en las mismas unidades, kJ mol^{-1}:

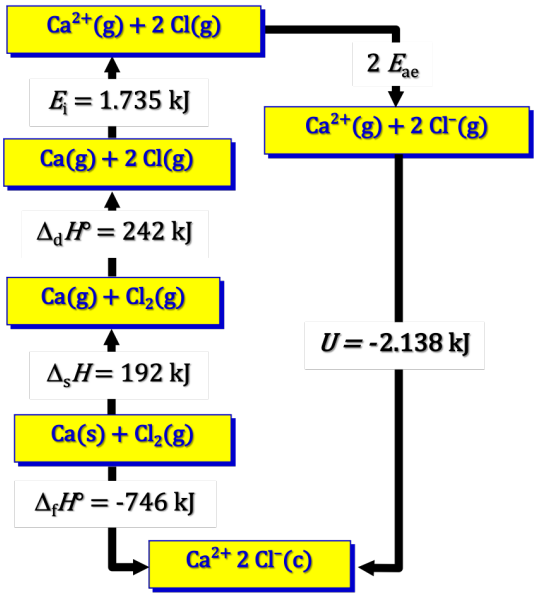
$$E_{\text{sub (Ca)}} = \frac{46{,}0\ \text{kcal}}{\text{mol}} \cdot \frac{1\ \text{kJ}}{0{,}24\ \text{kcal}} = 192\ \text{kJ mol}^{-1}$$

$$E_{\text{i}_1\text{ (Ca)}} = \frac{6{,}10\ \text{eV}}{\text{átomo}} \cdot \frac{1{,}6\cdot10^{-19}\ \text{J}}{1\ \text{eV}} \cdot \frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{átomo}}{1\ \text{mol}} \cdot \frac{1\ \text{kJ}}{10^3\ \text{J}} = 588\ \text{kJ mol}^{-1}$$

$$E_{\text{i}_2\text{ (Ca)}} = \frac{11{,}90\ \text{eV}}{\text{átomo}} \cdot \frac{1{,}6\cdot10^{-19}\ \text{J}}{1\ \text{eV}} \cdot \frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{átomo}}{1\ \text{mol}} \cdot \frac{1\ \text{kJ}}{10^3\ \text{J}} = 1.147\ \text{kJ mol}^{-1}$$

$$E_{(\text{Cl–Cl})} = \frac{58{,}0\ \text{kcal}}{\text{mol}} \cdot \frac{1\ \text{kJ}}{0{,}24\ \text{kcal}} = 242\ \text{kJ mol}^{-1}$$

$$U_{(\text{CaCl}_2)} = \frac{-513{,}0\ \text{kcal}}{\text{mol}} \cdot \frac{1\ \text{kJ}}{0{,}24\ \text{kcal}} = -2.138\ \text{kJ mol}^{-1}$$



$$\Delta_f H^o_{(CaCl_2)} = \frac{-179\ \text{kcal}}{\text{mol}} \cdot \frac{1\ \text{kJ}}{0{,}24\ \text{kcal}} = -746\ \text{kJ mol}^{-1}$$

De acuerdo con la ley de Hess (1840), se puede escribir:

$$\Delta_f H^o_{(CaCl_2)} = E_{\text{sub (Ca)}} + E_{(Cl-Cl)} + (E_{i_1} + E_{i_1})_{(Ca)} + U_{CaCl_2} + 2\,E_{ea(Cl)}$$

Sustituyendo los valores de las energías dadas:

$$\left(1\ \text{mol CaCl}_2 \cdot \frac{-746\ \text{kJ}}{\text{mol CaCl}_2}\right) = \left(1\ \text{mol Ca} \cdot \frac{192\ \text{kJ}}{\text{mol Ca}}\right) + \left(1\ \text{mol Cl} \cdot \frac{242\ \text{kJ}}{\text{mol Cl}}\right) + \left(1\ \text{mol Ca} \cdot \frac{1.735\ \text{kJ}}{\text{mol Ca}}\right) +$$
$$+ \left(1\ \text{mol CaCl}_2 \cdot \frac{-2.138\ \text{kJ}}{\text{mol CaCl}_2}\right) + 2\,E_{ea(Cl)}$$

Se obtiene, $E_{ea(Cl)} = -389\ \text{kJ mol}^{-1}$.

3.3. Considere los elementos A, B y C, cuyos números atómicos son 12, 16 y 17, respectivamente. A partir de sus configuraciones electrónicas conteste de manera razonada las siguientes cuestiones:
a) Indique el ion más estable que formará cada uno de los tres elementos.
b) La estequiometría más probable para el compuesto formado por la combinación de A y C.

(Valencia 2003)

Las configuraciones electrónicas de los elementos $_{12}$A, $_{16}$B y $_{17}$C son, respectivamente:

$$_{12}\text{A} \rightarrow [\text{Ne}]\ 3s^2 \qquad _{16}\text{B} \rightarrow [\text{Ne}]\ 3s^2\ 3p^4 \qquad _{17}\text{C} \rightarrow [\text{Ne}]\ 3s^2\ 3p^5$$

a) El ion más estable de cada elemento debe tener configuración electrónica con capa llena o semillena de electrones.

▪ Si el elemento $_{12}$A pierde los dos electrones del orbital $3s$ y se transforma en el ion A^{2+}, adquiriendo una configuración electrónica, muy estable, de gas noble:

$$[\text{Ne}]\ 3s^2 - 2\ \text{e}^- \rightarrow [\text{He}]\ 2s^2\ 2p^6$$

▪ Si el elemento $_{16}$B capta dos electrones y se transforma en el ion B^{2-}, adquiriendo una configuración electrónica, muy estable, de gas noble:

$$[\text{Ne}]\ 3s^2\ 3p^4 + 2\ \text{e}^- \rightarrow [\text{Ne}]\ 3s^2\ 3p^6$$

▪ Si el elemento $_{17}$C capta un electrón y se transforma en el ion C^-, adquiriendo una configuración electrónica, muy estable, de gas noble:

$$[\text{Ne}]\ 3s^2\ 3p^5 + \text{e}^- \rightarrow [\text{Ne}]\ 3s^2\ 3p^6$$

b) La estequiometría del compuesto formado entre los elementos A y C es AC_2 ya que el elemento A cede dos electrones y el elemento C gana un electrón para formar ambos un ion estable y de esa forma se cumple la condición de electroneutralidad.

3.4. a) Dibuje un esquema del ciclo de Born-Haber para el LiF(s) y calcule su energía reticular a partir de los siguientes datos (kJ mol^{-1}): calor de formación del LiF(s) = –617,0; energía de disociación del F_2(g) = 154,0; afinidad electrónica del F(g) = –328,0; energía de ionización del Li(g) = 520,0; calor de sublimación del Li(s) = 161,0.
b) Justifique las operaciones realizadas e interprete la magnitud y el signo del valor obtenido.
c) ¿Cuál es el orden creciente de la energía reticular de los haluros de litio? Justifique la respuesta.
d) ¿Cuál es el orden decreciente de la energía reticular de los fluoruros alcalinos? Justifique la respuesta.

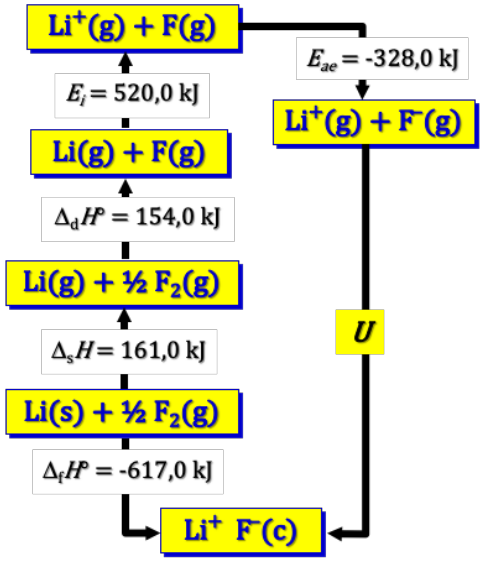
(Almería 2005) (Castilla y León 2017)

a) De acuerdo con la ley de Hess se puede dibujar el ciclo de Born-Haber (1919) para una sustancia iónica. A partir del mismo se puede calcular la energía reticular del compuesto. Para el caso del LiF se puede escribir:

$$\Delta_f H°(\text{LiF}) = \Delta_s H°(\text{Li}) + ½\, E_{dis}(\text{F}_2) + E_i(\text{Li}) + E_{ea}(\text{F}) + U(\text{LiF})$$

siendo:

$\Delta_f H°(\text{LiF})$ = entalpía de formación del LiF(s)
$\Delta_s H°(\text{Li})$ = entalpía de sublimación del Li(s)
$E_{dis}(\text{F}_2)$ = energía de disociación del F_2(g)
$E_i(\text{Li})$ = energía de ionización del Li(g)
$E_{ea}(\text{F})$ = afinidad electrónica del F(g)
$U(\text{LiF})$ = energía reticular de LiF(s)



Despejando y sustituyendo en la expresión de arriba:

$$U(\text{LiF}) = \left(1\ \text{mol LiF} \cdot \frac{-617{,}0\ \text{kJ}}{\text{mol LiF}}\right) - \left(1\ \text{mol Li} \cdot \frac{161{,}0\ \text{kJ}}{\text{mol Li}}\right) - \left(½\ \text{mol F}_2 \cdot \frac{154{,}0\ \text{kJ}}{\text{mol F}_2}\right) - \left(1\ \text{mol Li} \cdot \frac{520{,}0\ \text{kJ}}{\text{mol Li}}\right) - \left(1\ \text{mol F} \cdot \frac{-328{,}0\ \text{kJ}}{\text{mol F}}\right) = -1.047\ \text{kJ mol}^{-1}$$

b) El valor tan elevado y negativo (se desprende energía) obtenido para la energía reticular indica que la sustancia formada es más estable que los elementos que la forman.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer es:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\,Q^-}{d}A\left(1-\frac{d^*}{d}\right) \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}) \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5\ \text{pm} \end{cases}$$

Como se puede observar, este valor es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos.

c) En el caso de los haluros de litio, la carga es la misma en todos y solo se diferencian en el tamaño del ion halógeno, que sigue el orden $r_{I^-} > r_{Br^-}\ r_{Cl^-} > r_{F^-}$, debido al descenso del número de capas electrónicas. Por tanto, considerando que todos las sustancias propuestas tienen el mismo valor de A, el orden de energías reticulares es inversamente proporcional al tamaño del halógeno:

LiI < LiBr < LiCl < LiF

Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía se son:

LiI (–764) < LiBr (–820) > LiCl (–864) > LiF (–1.049)

d) En el caso de los fluoruros de alcalinos, la carga es la misma en todos y solo se diferencian en el tamaño del ion alcalino, que sigue el orden $r_{Cs^+} > r_{Rb^+}\ r_{K^+} > r_{Na^+} > r_{Li^+}$, debido al descenso del número de capas electrónicas. Por tanto, el orden de energías reticulares es inversamente proporcional al tamaño del metal alcalino:

CsF < RbF < KF < NaF < LiF

Los valores de U (kJ mol^{-1}) encontrados en la bibliografía se son:

CsF (–759) < RbF (–795) < KF (–829) > NaF (–930) > LiF (–1.049)

(Los apartados b), c) y d) solo se preguntan en Castilla y León 2017).

3.5. Justifique, dentro de cada pareja, la sustancia que presenta mayor punto de fusión:
a) NaCl y KCl
b) NaCl y NaBr
c) CaO y NaCl

(Valencia 2007)

El punto de fusión de un sólido iónico aumenta al hacerlo su energía reticular, U, que es la energía que se desprende cuando se forma un mol de sustancia cristalina a partir de los iones en estado gaseoso. Por tanto, para romper la red y dejar libres los iones habrá que comunicar una energía igual.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1{,}39\cdot10^{-4}\frac{Q^+\cdot Q^-}{d}A\left(1-\frac{d^*}{d}\right) \quad \rightarrow \quad \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34{,}5 \text{ pm} \end{cases}$$

a) En el caso de KCl y NaCl y suponiendo que ambas sustancias tienen igual valor de A:

- las cargas son las mismas para ambos, +1 y –1.
- respecto a los tamaños de los iones, $r_{K^+} > r_{Na^+}$, ya que el potasio tiene una capa electrónica más que el sodio.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{NaCl} > U_{KCl}$, por tanto, $T_{fus\ (NaCl)} > T_{fus\ (KCl)}$.

Los valores de la distancia interiónica, energía reticular y punto de fusión encontrados en la bibliografía son:

Sustancia	d / pm	$-U$ / kJ mol^{-1}	T_{fus} / K
NaCl	282	769	1.074
KCl	318	701	1.044

b) En el caso de NaBr y NaCl y suponiendo que ambas sustancias tienen igual valor de A:

- las cargas son las mismas para ambos, +1 y –1.
- respecto a los tamaños de los iones, $r_{Br^-} > r_{Cl^-}$, ya que el bromo tiene una capa electrónica más que el cloro.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{NaCl} > U_{NaBr}$, por tanto, $T_{fus\ (NaCl)} > T_{fus\ (NaBr)}$.

Los valores de la distancia interiónica, energía reticular y punto de fusión encontrados en la bibliografía son:

Sustancia	d / pm	$-U$ / kJ mol^{-1}	T_{fus} / K
NaCl	282	769	1.074
NaBr	297	732	1.020

c) En el caso de CaO y NaCl y suponiendo que ambas sustancias tienen igual valor de A:

- respecto a las cargas, son el doble en el CaO (+2 y –2) que en el NaCl (+1 y –1).
- respecto a los tamaños de los iones, $r_{Ca^{2+}} > r_{Na^+}$ y $r_{Cl^-} > r_{O^{2-}}$, ya que calcio y cloro tienen una capa electrónica más que sodio y oxígeno.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{CaO} >> U_{NaCl}$, por tanto, $T_{fus\ (CaO)} >> T_{fus\ (NaCl)}$.

Los valores de la distancia interiónica, energía reticular y punto de fusión encontrados en la bibliografía son:

Sustancia	d / pm	$-U$ / kJ mol^{-1}	T_{fus} / K
CaO	240	3401	3.262
NaCl	282	790	1.074

3.6. Dados los siguientes elementos cuyas configuraciones son:

A: $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$ B: $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ C: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$ D: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

a) ¿Cuáles son las fórmulas de los compuestos que B puede formar con A, C y D?

b) ¿Qué tipo de enlace se produce en la formación de los compuestos del apartado anterior? Justifique la respuesta.

(Canarias 2008)

▪ El elemento B cuya configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$, tiene 7 electrones en la capa más externa le hace falta un electrón para adquirir la configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

▪ El elemento A cuya configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$, tiene 5 electrones en la capa más externa en consecuencia tiene que compartir 3 electrones con otros tantos átomos del elemento B para adquirir la configuración electrónica, muy estable, de gas noble y, por tanto, el compuesto que formarían ambos tiene de fórmula AB_3 y se trataría de una sustancia con enlace predominantemente covalente.

▪ Por su parte el elemento C cuya configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$, tiene 3 electrones en la capa de valencia y puede cederlos para adquirir la configuración electrónica, muy estable, de gas noble y, por tanto, el compuesto que puede formar con el elemento B tiene de fórmula CB_3 y se trataría de una sustancia con enlace predominantemente iónico.

▪ Finalmente, el elemento D cuya configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$, tiene un electrón en la capa más externa y tiende a cederlo para adquirir la configuración electrónica, muy estable, de gas noble y, por tanto, el compuesto que puede formar con el elemento D tiene de fórmula DB y se trataría de una sustancia con enlace predominantemente iónico.

3.7. En la obtención del óxido de calcio se utiliza con cierta frecuencia el proceso siguiente:

$CaCl_2(s) + O_2(g) \rightarrow CaO(s) + Cl_2O(g)$

Si se conoce que:

$\Delta_f H°\ (Cl_2O) = 76{,}0\ kJ\ mol^{-1}$

$\Delta_f H°\ (CaCl_2) = -794{,}96\ kJ\ mol^{-1}$

Afinidad electrónica del O $E_{ae1}\ (O/O^-) = -133{,}4\ kJ\ mol^{-1}$

Afinidad electrónica del O^- $E_{ae2}\ (O^-/O^{2-}) = 845{,}4\ kJ\ mol^{-1}$

Energía de disociación del $O_2 = 498{,}0\ kJ\ mol^{-1}$

Primera energía de ionización del Ca = 586,0 kJ mol^{-1}

Segunda energía de ionización del Ca = 1.130,2 kJ mol^{-1}

Energía reticular del CaO = −3.480 kJ mol^{-1}

Energía de sublimación del Ca = 167,4 kJ mol^{-1}

a) Calcule ΔH de la reacción en condiciones estándar.

b) ¿Cuál será la ΔU (energía interna) que experimenta el proceso?

(Valencia 2009)

a) La entalpía de la reacción puede calcularse a partir de las entalpías de formación de productos y reactivos:

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

Se desconoce la entalpía de formación del CaO y su valor puede calcularse por medio del ciclo de Born-Haber (1919) ya que se trata de un compuesto iónico:

De acuerdo con la ley de Hess (1840) se puede plantear:

$$\Delta_f H° = E_{\text{sub Ca}} + \frac{1}{2}E_{O_2} + (E_{i1} + E_{i2})_{Ca} + (E_{ae1} + E_{ae2})_O + U_{CaO}$$

Sustituyendo:

$$\Delta_f H° = 167{,}4\ \text{kJ} + ½\ (498{,}0\ \text{kJ}) + (586{,}0 + 1.130{,}2)\ \text{kJ} + (-133{,}4 + 845{,}4) + (-3.480\ \text{kJ}) =$$

$$= -635{,}4\ \text{kJ mol}^{-1}$$

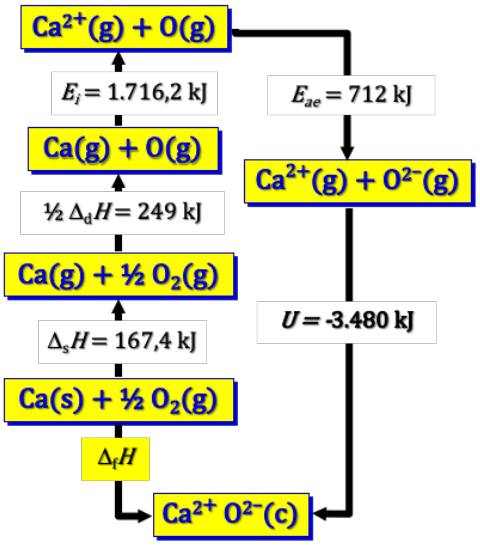
Sustituyendo en la expresión de $\Delta H°$:

$$\Delta H° = [\Delta_f H°(Cl_2O) + \Delta_f H°(CaO)] - \Delta_f H°(CaCl_2) =$$

$$= \left(1\ \text{mol}\ Cl_2O \cdot \frac{76{,}0\ \text{kJ}}{\text{mol}\ Cl_2O}\right) +$$

$$+ \left(1\ \text{mol CaO} \cdot \frac{-635{,}4\ \text{kJ}}{\text{mol CaO}}\right) -$$

$$- \left(1\ \text{mol}\ CaCl_2 \cdot \frac{-794{,}96\ \text{kJ}}{\text{mol}\ CaCl_2}\right) = 236\ \text{kJ mol}^{-1}$$



No se tiene en cuenta la entalpía de formación del $O_2(g)$ ya que, por convenio, es nulo.

b) La relación existente entre la variación de energía interna, ΔU, y la variación de entalpía, ΔH, viene dada por la expresión:

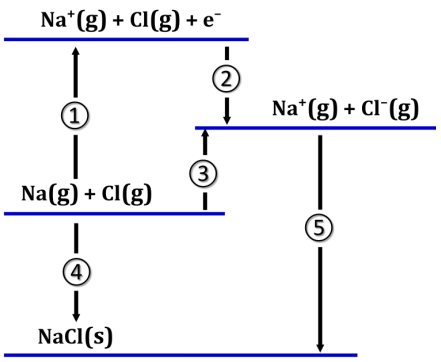
$$\Delta U = \Delta H - \Delta n RT$$

donde, Δn = moles de gas en productos – moles de gas en reactivos = 1 – 1 = 0

Por tanto, se cumple que $\Delta U = \Delta H$.

3.8. Sabiendo que la energía de la primera ionización del sodio es 496 kJ mol^{-1}, la afinidad electrónica del cloro es –348 kJ mol^{-1} y la energía reticular del cloruro de sodio es –790 kJ mol^{-1}. Identifique y calcule los valores de las energías de las etapas 1 a 5.

(Baleares 2011)



La imagen propuesta corresponde al ciclo de Born-Haber del cloruro de sodio y en el mismo se pueden distinguir las siguientes etapas:

- La etapa 1 corresponde a la ionización del Na:

$$Na(g) \rightarrow Na^+(g) + e^-$$

$$E_1 = E_i = 496\ \text{kJ mol}^{-1}$$

- La etapa 2 corresponde a la afinidad electrónica del Cl:

$$Cl(g) + e^- \rightarrow Cl^-(g)$$

$$E_2 = E_{ae} = -348\ \text{kJ mol}^{-1}$$

- La etapa 3 corresponde a la formación de los iones:

$$Na(g) \rightarrow Na^+(g) + e^-$$

$$Cl(g) + e^- \rightarrow Cl^-(g)$$

$$E_3 = E_1 + E_2 = E_i + E_{ae} = (496\ \text{kJ mol}^{-1}) + (-348\ \text{kJ mol}^{-1}) = 148\ \text{kJ mol}^{-1}$$

- La etapa 4 no tiene un nombre específico:

$$Na(g) + Cl(g) \rightarrow NaCl(s)$$

$$E_4 = E_3 + E_5 = (148\ \text{kJ mol}^{-1}) + (-709\ \text{kJ mol}^{-1}) = -642\ \text{kJ mol}^{-1}$$

- La etapa 5 corresponde a la energía reticular del NaCl:

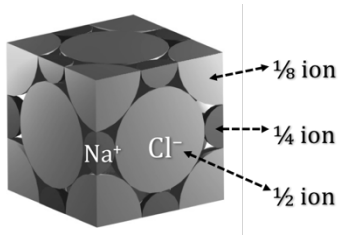
$$Cl^-(g) + Na^+(g) \rightarrow NaCl(s)$$

$$E_5 = U_{NaCl} = -709\ \text{kJ mol}^{-1}$$

3.9. El cloruro de sodio es un sólido iónico que cristaliza en una red cúbica centrada en las caras de aniones, con los cationes ocupando los huecos octaédricos.
a) Dibuje la celda unidad.
b) Indique el índice de coordinación del catión y del anión y su poliedro de coordinación.
c) Explique la razón por la que se asigna al cloruro de sodio la fórmula NaCl.
d) Justifique la fórmula que corresponde a la celda unidad.
e) Los radios de los iones Na^+ y Cl^- son $0{,}95\cdot10^{-8}$ y $1{,}81\cdot10^{-8}$ cm, respectivamente. Calcule la densidad del cloruro de sodio.
f) En los sólidos iónicos es frecuente la existencia de defectos reticulares, y como consecuencia, la no estequiometría. ¿Cuántos aniones cloruro faltan, por mol de compuesto, en un cristal que tiene de fórmula $NaCl_{0,98}$? ¿Cuál será la fórmula de una muestra de cloruro de sodio en la que faltan 13 mil millones de cationes sodio por cada mol de aniones cloruro?

(Valencia 2011)

a-c) En un empaquetamiento de esferas según una red cúbica centrada en las caras, las esferas que definen el retículo cristalino se sitúan en los vértices y centro de las caras de un cubo. En el caso de un sólido iónico, un tipo de iones, el que define el retículo (cationes o aniones, pues las posiciones catiónicas y aniónicas son intercambiables), se sitúa en estas posiciones y, el otro tipo de iones, ocupará la totalidad de huecos octaédricos, que coinciden con los centros de las aristas y el centro del cristal.

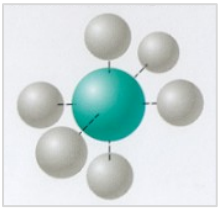


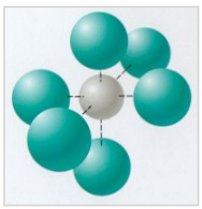
Por ejemplo, en el caso del NaCl, se puede suponer que los aniones cloruro se sitúan en los vértices y en los centros de las caras del cubo, mientras que los cationes sodio ocupan los centros de las aristas y el centro del cristal.
La fracción de cada ion en una estructura cúbica depende de la posición que ocupe en esta. En el caso del NaCl el número de iones por celda unidad es:

aniones	total	cationes	total
8 aniones (vértice) $\cdot\frac{1}{8}=1$ 6 aniones (cara) $\cdot\frac{1}{2}=3$	4	12 cationes (arista) $\cdot\frac{1}{4}=3$ 1 catión (centro)	4

b) El índice de coordinación del catión y del anión es 6 : 6. El poliedro de coordinación es un octaedro.

Por tanto, se asigna al cloruro de sodio la fórmula NaCl, porque un cristal ideal de cloruro de sodio está formado por un empaquetamiento compacto de iones, con igual número de cationes y de aniones. En los sólidos iónicos la fórmula corresponde, por tanto, a la fórmula empírica. No es una fórmula molecular, pues en los sólidos iónicos, como el cloruro de sodio, no existe una unidad discreta, con existencia real, "una molécula", formada por un catión sodio y un anión cloruro.



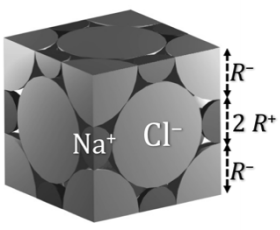


d) Como se ha visto en el apartado anterior, la fórmula de la celda unidad es Na_4Cl_4.

e) Para calcular la densidad, es necesario determinar previamente el volumen de la celdilla unidad, y para conocer este, la longitud de la arista.

Como los iones situados en una arista se encuentran tangentes, la longitud de la arista viene determinada por dos veces el radio del anión y dos veces el radio del catión:

$$a = 2\,(R^+ + R^-)$$



$$a = 2 \cdot (0{,}95{\cdot}10^{-8} + 1{,}81{\cdot}10^{-8})\ \text{cm} = 5{,}52{\cdot}10^{-8}\ \text{cm}$$

El volumen de la celdilla unidad es:

$$V = a^3 = (5{,}52{\cdot}10^{-8}\ \text{cm})^3 = 1{,}68{\cdot}10^{-22}\ \text{cm}^3$$

Relacionando masa y volumen se obtiene la densidad de la sustancia:

$$\frac{58{,}5\ \text{g mol}^{-1}}{1{,}68{\cdot}10^{-22}\ \text{cm}^3\ \text{celda}^{-1}} \cdot \frac{1\ \text{mol}}{2 \cdot 6{,}022{\cdot}10^{23}\ \text{iones}} \cdot \frac{8\ \text{iones}}{\text{celda}} = 2{,}31\ \text{g cm}^{-3}$$

f) La cantidad de iones Cl^- que faltan en un mol del compuesto $NaCl_{0,98}$:

$$0{,}020\ \text{mol Cl}^- \cdot \frac{6{,}022{\cdot}10^{23}\ \text{iones Cl}^-}{1\ \text{mol Cl}^-} = 1{,}2{\cdot}10^{22}\ \text{iones Cl}^-$$

Cuando faltan 13 mil millones de iones Na^+:

$$1{,}3{\cdot}10^{10}\ \text{iones Na}^+ \cdot \frac{1\ \text{mol Na}^+}{6{,}022{\cdot}10^{23}\ \text{iones Na}^+} = 2{,}16{\cdot}10^{-14}\ \text{mol Na}^+$$

La fórmula que se obtiene es:

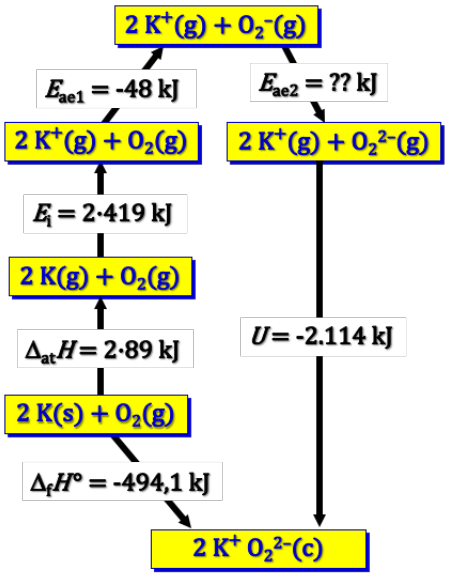
$$\frac{(1 - 2{,}16{\cdot}10^{-14})\ \text{mol Na}^+}{1\ \text{mol Cl}^-} = \frac{0{,}999\ 999\ 999\ 9998\ \text{mol Na}^+}{1\ \text{mol Cl}^-} \rightarrow \text{Fórmula empírica: } Na_{0,999}Cl$$

No obstante, la fórmula empírica es NaCl ya que deberían faltar muchos más iones Na^+ para que no se cumpliera la estequiometría 1:1.

3.10. Calcule la segunda afinidad electrónica del oxígeno a partir de los datos que se indican:
$\Delta_{at}H°$ (K) = 89,00 kJ mol^{-1}
E_i (K) = 419,0 kJ mol^{-1}
E_{ae1} (O) = −48,00 kJ mol^{-1}
$\Delta_{ret}H°$ (K_2O_2) = −2.114 kJ mol^{-1}
$\Delta_fH°$(K_2O_2) = −494,1 kJ mol^{-1}

(Castilla y León 2012)

El ciclo de Born-Haber (1919) permite calcular la energía reticular de una sustancia con enlace iónico. No obstante, una aplicación del ciclo es, conocida la energía reticular, calcular la afinidad electrónica del no metal que forma el compuesto.



De acuerdo con la ley de Hess (1840), se puede escribir:

$$\Delta_fH°(K_2O_2) = 2\,\Delta_{at}H°(K) + 2\,E_i(K) + E_{ae1}(O) + E_{ae2}(O) + \Delta_{ret}H°(K_2O_2)$$

Sustituyendo los valores propuestos:

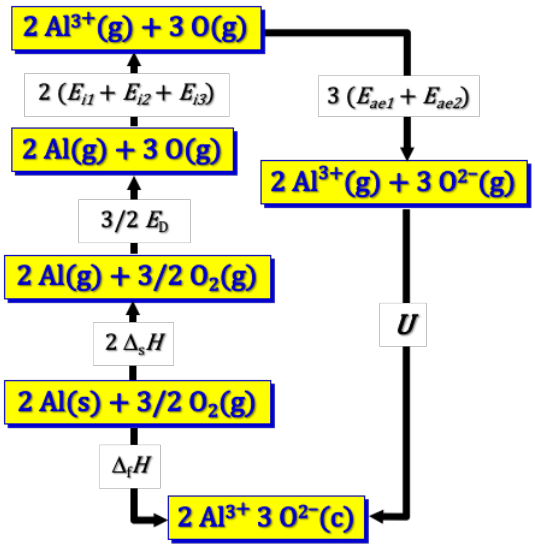
$$E_{ae2}(O) = \left(1\ \text{mol} \cdot \frac{-494{,}1\ \text{kJ}}{\text{mol } K_2O_2}\right) - \left(2\ \text{mol K} \cdot \frac{89{,}00\ \text{kJ}}{\text{mol K}}\right) - \left(2\ \text{mol K} \cdot \frac{419{,}0\ \text{kJ}}{\text{mol K}}\right) - \left(1\ \text{mol } O_2 \cdot \frac{-48{,}00\ \text{kJ}}{\text{mol } O_2}\right) - \left(1\ \text{mol } K_2O_2 \cdot \frac{-2.114\ \text{kJ}}{\text{mol } K_2O_2}\right) = 651{,}9\ \text{kJ mol}^{-1}$$

3.11. Calcule la segunda afinidad electrónica del oxígeno, en kJ mol^{-1}, y represente en un ciclo de Born-Haber, indicando cada una de sus etapas, el proceso de formación del $Al_2O_3(s)$.
Datos (en kJ mol^{-1}):

Entalpía de sublimación = 330
Entalpía estándar de formación del $Al_2O_3(s)$ = –1.676
Entalpía de red = –15.372
Primera energía de ionización = 578
Segunda energía de ionización = 1.817
Tercera energía de ionización = 2.745
Primera afinidad electrónica = –141
Energía de disociación = 493,6

(Extremadura 2022)

El ciclo de Born-Haber (1919) permite calcular la energía reticular de una sustancia con enlace iónico. No obstante, una aplicación del ciclo es, conocida la energía reticular, calcular la afinidad electrónica del no metal que forma el compuesto.



De acuerdo con la ley de Hess (1840) se puede escribir:

$$\Delta_f H = 2\,\Delta_s H + \frac{3}{2}\,E_D + 2\,(E_{i1} + E_{i2} + E_{i3}) + 3\,(E_{ea1} + E_{ea2}) + U$$

Sustituyendo los valores propuestos:

$$\left(1\ \text{mol}\ Al_2O_3 \cdot \frac{-1.676\ \text{kJ}}{\text{mol}\ Al_2O_3}\right) = \left(2\ \text{mol Al} \cdot \frac{330\ \text{kJ}}{\text{mol Al}}\right) + \left[2\ \text{mol Al} \cdot \left(\frac{578\ \text{kJ}}{\text{mol Al}}\right) + \left(\frac{1.817\ \text{kJ}}{\text{mol Al}}\right) + \left(\frac{2.745\ \text{kJ}}{\text{mol Al}}\right)\right] +$$
$$+ \left(\frac{3}{2}\ \text{mol}\ O_2 \cdot \frac{493{,}6\ \text{kJ}}{\text{mol}\ O_2}\right) + \left[3\ \text{mol O} \cdot \left(\frac{-141\ \text{kJ}}{\text{mol O}}\right) + E_{ea2(O)}\right] + \left(1\ \text{mol}\ Al_2O_3 \cdot \frac{-15.372\ \text{kJ}}{\text{mol}\ Al_2O_3}\right)$$

Se obtiene:

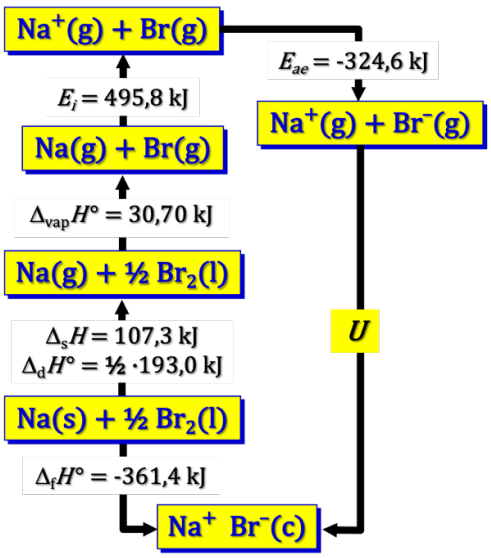
$$E_{ea2} = 812{,}9\ \text{kJ mol}^{-1}$$

3.12. Determine a partir de los siguientes datos, en kJ mol^{-1}, y mediante el ciclo de Born-Haber, la energía reticular del NaBr(s).

Entalpía de sublimación del Na = 107,3
Entalpía estándar de formación del NaBr(s) = –361,4
Primera energía de ionización del Na = 495,8
Entalpía de vaporización del $Br_2(l)$ = 30,70
Energía de disociación del $Br_2(g)$ = 193,0
Afinidad electrónica del Br = –324,6

(Granada 2023)

De acuerdo la ley de Hess (1840) se puede dibujar el ciclo de Born-Haber (1919) para una sustancia iónica. A partir del mismo se puede calcular la energía reticular de la misma.



Para el caso del NaBr se puede escribir:

$$\Delta_f H°(\text{NaBr}) = \Delta_s H°(\text{Na}) + \Delta_{vap} H°(\text{Br}_2) + \\ + ½\,\Delta_{dis} H°(\text{Br}_2) + E_i(\text{Na}) + E_{ea}(\text{Br}) + \\ + U(\text{NaBr})$$

Despejando en la expresión anterior:

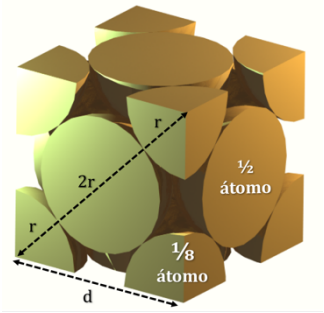
$$U(\text{NaBr}) = \left(1\ \text{mol NaBr} \cdot \frac{-361{,}4\ \text{kJ}}{\text{mol NaBr}}\right) - \\ - \left(1\ \text{mol Na} \cdot \frac{107{,}3\ \text{kJ}}{\text{mol Na}}\right) - \\ - \left(1\ \text{mol Br}_2 \cdot \frac{30{,}70\ \text{kJ}}{\text{mol Br}_2}\right) \\ - \left(½\ \text{mol Br}_2 \cdot \frac{193{,}0\ \text{kJ}}{\text{mol Br}_2}\right) - \left(1\ \text{mol Na} \cdot \frac{495{,}8\ \text{kJ}}{\text{mol Na}}\right) - \left(1\ \text{mol Br} \cdot \frac{-324{,}6\ \text{kJ}}{\text{mol Br}}\right) =$$

$$= -767{,}1\ \text{kJ mol}^{-1}$$

4. REDES METÁLICAS

4.1. Determine la densidad del oro metálico, sabiendo que cristaliza en una red cúbica centrada en las caras y que su radio atómico es 0,144 nm.

(Valencia 2004) (Valencia 2007) (Valencia 2015)



Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en las caras contiene 4 átomos:

$$\frac{1}{8}\cdot 8 \text{ átomos (vértice)} + \frac{1}{2}\cdot 6 \text{ átomos (cara)} = 4 \text{ átomos}$$

También se puede observar, que la diagonal de una cara del cubo, D, está integrada por cuatro radios atómicos.

A partir de este valor se puede obtener la arista del cubo, d, y con ella, el volumen del mismo:

$$d^2 + d^2 = (4r)^2 \quad \rightarrow \quad d = 2\sqrt{2}\,r$$

$$d = 2\sqrt{2}\cdot(0{,}144 \text{ nm})\cdot\frac{1 \text{ cm}}{10^7 \text{ nm}} = 4{,}07\cdot10^{-8} \text{ cm}$$

$$V = d^3 = (4{,}07\cdot10^{-8} \text{ cm})^3 = 6{,}76\cdot10^{-23} \text{ cm}^3$$

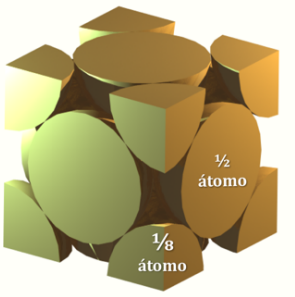
Relacionando masa, átomos y volumen se obtiene la densidad del metal:

$$\frac{197 \text{ g}}{\text{mol}}\cdot\frac{1 \text{ mol}}{6{,}022\cdot10^{23} \text{ átomos}}\cdot\frac{4 \text{ átomos}}{\text{cubo}}\cdot\frac{1 \text{ cubo}}{6{,}76\cdot10^{-23} \text{ cm}^3} = 19{,}4 \text{ g cm}^{-3}$$

(En Valencia 2015 se pregunta como cuestión multirrespuesta).

4.2. El rodio cristaliza en una red cúbica centrada en las caras (o cúbica centrada de empaquetamiento compacto).
a) Describa esta estructura e indica el número de coordinación de cada átomo de rodio.
b) Indique, explicando la respuesta, el número de átomos de rodio de la celda unidad.

(Valencia 2005) (Valencia 2008)



a) Como se observa en la figura, una estructura cúbica centrada en las caras tiene un átomo en el centro de cada cara y un átomo en cada vértice del cubo. El número de coordinación o número de átomos que rodean a otro es 12.

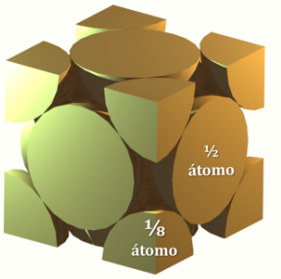
b) La aportación que realizan a la celda unidad los átomos de los vértices y del centro de cada cara es:

$$\frac{1}{8}\cdot 8 \text{ átomos (vértice)} + \frac{1}{2}\cdot 6 \text{ átomos (cara)} = 4 \text{ átomos}$$

(En el problema propuesto en Valencia 2008 se cambia el átomo de rodio por el de níquel).

4.3. El cobre cristaliza en una red cúbica centrada en las caras (o cúbica de empaquetamiento compacto) y su densidad es de 8,95 g cm^{-3} a 20 °C. ¿Cuál es la longitud de la arista de la celda unidad?

(Valencia 2010)



Según se observa en la imagen, una red cúbica centrada en las caras contiene 4 átomos:

$$\frac{1}{8}\cdot 8\ \text{átomos (vértice)} + \frac{1}{2}\cdot 6\ \text{átomos (cara)} = 4\ \text{átomos}$$

A partir de la densidad se puede obtener el volumen de la celdilla unidad:

$$\frac{1\ \text{cm}^3\ \text{Cu}}{8{,}95\ \text{g Cu}}\cdot\frac{63{,}55\ \text{g Cu}}{1\ \text{mol Cu}}\cdot\frac{1\ \text{mol Cu}}{6{,}022\cdot 10^{23}\ \text{átomos}}\cdot\frac{4\ \text{átomos}}{\text{cubo}} = 4{,}72\cdot 10^{-23}\ \frac{\text{cm}^3}{\text{cubo}}$$

A partir del volumen se puede obtener la arista del cubo:

$$a = \sqrt[3]{4{,}72\cdot 10^{-23}\ \text{cm}^3} = 3{,}61\cdot 10^{-8}\ \text{cm}\cdot\frac{10^7\ \text{nm}}{1\ \text{cm}} = 0{,}361\ \text{nm}$$

5. CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA

5.1. Conteste verdadero o falso a las siguientes afirmaciones, justificando la respuesta:
a) La glucosa se disuelve en benceno, la disolución conduce la corriente eléctrica.
b) El naftaleno se disuelve en benceno, la disolución conduce la corriente eléctrica.
c) La glucosa se disuelve en agua destilada, la disolución no conduce la corriente eléctrica.
d) El KNO_3 se disuelve en benceno, la disolución conduce la corriente eléctrica.
e) El naftaleno se disuelve en agua destilada, la disolución conduce la corriente eléctrica.

(Valencia 1999)

a) Falso. La glucosa no se disuelve en benceno. Como el benceno es no polar, no existe posibilidad de formación de enlaces intermoleculares entre ambas sustancias.

b) Falso. Sí que es cierto que el naftaleno se disuelve en benceno ya que se trata de un proceso en el que prácticamente no se intercambia calor ($\Delta H \approx 0$), pero sí que aumenta el desorden ($\Delta S > 0$), por tanto, $\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0$ por lo que es proceso es espontáneo. Puede decirse que se cumple el aforismo, lo semejante disuelve a lo semejante.

La disolución formada no conduce la corriente eléctrica ya que los electrones no tienen libertad de movimiento en la misma.

c) **Verdadero**. Sí que es cierto que la glucosa se disuelve en agua destilada ya que se trata de un proceso en el que se forman enlaces intermoleculares de hidrógeno entre las moléculas de glucosa y las de agua.

La disolución formada no conduce la corriente eléctrica ya que los electrones no tienen libertad de movimiento en la misma.

d) Falso. El KNO_3 no se disuelve en benceno. Como el benceno es no polar, no existe posibilidad de formación de enlaces intermoleculares entre ambas sustancias.

e) Falso. Sí que es cierto que el naftaleno se disuelve en benceno ya que se trata de un proceso en el que se forman enlaces intermoleculares por fuerzas de dispersión de London entre ambas sustancias.

La disolución formada no conduce la corriente eléctrica ya que los electrones no tienen libertad de movimiento en la misma.

5.2. De los siguientes sólidos ¿cuáles serán conductores de la electricidad?
a) NaCl
b) SiO_2
c) Fe
d) C (grafito)

(Valencia 2001)

a) El NaCl(s) forma una red iónica que no conduce la corriente eléctrica porque todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces iónicos. Una vez rota la red al aumentar la temperatura o al disolver la sustancia en agua, los iones quedan libres y permiten el paso de los electrones a través de ellos, luego NaCl(l) y NaCl(aq) sí son especies conductoras de la corriente eléctrica.

b) El SiO_2(s) forma una red covalente que no conduce la corriente eléctrica porque todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces covalentes.

c) El Fe(s) forma una red metálica formada por cationes rodeados de una nube de electrones que permiten el paso de los electrones a través de ella. Por tanto, conduce la corriente eléctrica tanto en estado sólido como fundido.

d) El C(grafito) forma una red covalente con una estructura en la que cada átomo de carbono se encuentra unido a otros tres de forma que uno de los enlaces es doble. Esto hace que existan electrones de valencia deslocalizados por lo que esta estructura sí conduce la corriente eléctrica.

5.3. Indique si las siguientes sustancias:
$H_2O(l)$, NaCl(s), NaCl(l), NaCl(aq), $SiO_2(s)$, Fe(s), CO_2(s, nieve carbónica)
si son o no conductores de la corriente eléctrica.

(Valencia 2003)

Serán conductoras de la corriente eléctrica aquellas sustancias que, en estado sólido, líquido o en disolución acuosa permitan el libre movimiento de los electrones por su estructura.

▪ $H_2O(l)$ tiene enlace covalente y enlace intermolecular de hidrógeno que no permite el movimiento de los electrones por su estructura por lo que no conduce la corriente eléctrica.

▪ NaCl(s) forma una red iónica que no conduce la corriente eléctrica porque todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces iónicos. Una vez rota la red al aumentar la temperatura o al disolver la sustancia en agua, los iones quedan libres y permiten el paso de los electrones a través de ellos, luego NaCl(l) y NaCl(aq) sí conducen la corriente eléctrica.

▪ $SiO_2(s)$ forma una red covalente que no conduce la corriente eléctrica porque todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces covalentes.

▪ Fe(s) forma una red metálica formada por cationes rodeados de una nube de electrones que permiten el paso de los electrones a través de ella. Por tanto, sí es una sustancia que conduce la corriente eléctrica tanto en estado sólido como fundido.

▪ $CO_2(s)$ tiene enlace covalente y enlace intermolecular por fuerzas de dispersión de London que no permite el movimiento de los electrones por su estructura por lo que no conduce la corriente eléctrica.

5.4. Indique, justificando la respuesta, para las siguientes sustancias:
Cu(s), $CH_3OH(s)$, $CH_3OH(l)$, NaF(s), NaF(l), NaF(aq), C(diamante)
si son conductores o no de la corriente eléctrica.

(Valencia 2005) (Preselección Valencia 2006) (Preselección Valencia 2012)

Serán conductoras de la corriente eléctrica aquellas sustancias que, en estado sólido, líquido o en disolución acuosa permitan el libre movimiento de los electrones por su estructura.

▪ El Cu(s) forma una red metálica formada por cationes rodeados de una nube de electrones que permiten el paso de los electrones a través de ella. Por tanto, sí que conduce la corriente eléctrica tanto en estado sólido como fundido.

▪ El $CH_3OH(s)$ y $CH_3OH(l)$ tienen enlace covalente y enlace intermolecular de hidrógeno que no permite el movimiento de los electrones por su estructura ni en estado sólido ni líquido por lo que no conduce la corriente eléctrica.

▪ El NaF(s) forma una red iónica que no conduce la corriente eléctrica porque todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces iónicos. Una vez rota la red al aumentar la temperatura o al disolver la sustancia en agua, los iones quedan libres y permiten el paso de los electrones a través de ellos, luego NaF(l) y NaF(aq) sí son especies conductoras de la corriente eléctrica.

▪ El C(diamante) forma una red covalente con una estructura en la que cada átomo de carbono se encuentra unido a otros cuatro formando tetraedros de forma que todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces covalentes por lo que no conduce la corriente eléctrica.

(En 2006 se reemplaza NaF por KF y Cu por Ni, y en 2012 NaF por KBr).